





TRAITÉ

DE CHIMIE

APPLIQUÉE AUX ARTS.

PARIS. — IMPRIMERIE DE COSSON,
Rue Saint-Germain-des-Prés, n° 9.

TRAITÉ DE CHIMIE

APPLIQUÉE AUX ARTS;

PAR M. DUMAS,

RÉPÉTITEUR A L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE, PROFESSEUR-FONDATEUR A L'ÉCOLE CENTRALE DES ARTS ET MANUFACTURES, PROFESSEUR DE CHIMIE A L'ATHÉNÉE, CORRESPONDANT DE L'ACADÉMIE DE TURIN, MEMBRE DE LA SOCIÉTÉ PHILOMATIQUE DE PARIS, DE LA SOCIÉTÉ DE PHYSIQUE DE GENÈVE, DE LA SOCIÉTÉ HELVÉTIQUE DES SCIENCES NATURELLES, ETC.

TOME DEUXIÈME.

A PARIS,

CHEZ BÉCHET JEUNE,

LIBRAIRE DE LA FACULTÉ DE MÉDECINE,

PLACE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE, N° 4;

ET A BRUXELLES,

AU DÉPÔT GÉNÉRAL DE LA LIBRAIRIE MÉDICALE FRANÇAISE.

1830.

TABLE

DES MATIÈRES.

LIVRE TROISIÈME.

LIVRE QUATRIÈME.

CHAPITRE PREMIER.

CHAPITRE II.

CHAPITRE III.

CHAPITRE IV.

CHAPITRE V.

CHAPITRE VI.

CHAPITRE VII.

CHAPITRE VIII.

CHAPITRE IX.

LIVRE CINQUIÈME.

FIN DE LA TABLE DU SECOND VOLUME.

ERRATA.

Pag. 92, Bioxide de potassium, *lisez* trioxide.

Pag. 130, reportez le cobalt et le nickel à la fin de la troisième section.

Pag. 244 en bas, 1 at. acide, *lisez* 2 atomes.

Pag. 251, ligne 6, de chaux on, *lisez* de chaux ou.

Pag. 263, ligne 7, d'une partie de bitartrate, *lisez* de deux parties.

Id., ligne 8, et deux de nitre, *lisez* et une.

Pag. 230, au bas de la page, 2 at. trisulfure, *lisez* 3 atomes.

Pag. 307, ligne 2, 2 atomes, *lisez* 1 atome.

Pag. 334, ligne 3 en bas, et le sulfate, *lisez* et le sulfure.

Pag. 335, troisième alinéa, on l'obtient, etc. On a supprimé la figure qui s'y trouve citée. *Voyez* pourquoi page 480.

Pag. 622, ligne 8 en bas, nitre, *lisez* borax.

Pag. 634, ligne 7 en bas, grès, *lisez* grès fin anglais.

Pag. 636, ligne 8, oxide de fer, *ajoutez* et chaux.

Pag. 720, ligne 19, violet et verre, *lisez* et vert.

AVIS.

Des recherches qui m'occupent depuis long-temps, sur la peinture en couleurs vitrifiables, n'ayant pu être terminées à temps, on trouvera dans le troisième volume une feuille 45 *bis*, où elles seront exposées. Le relieur mettra cette feuille à sa place dans le présent volume.

TRAITÉ

DE

CHIMIE

APPLIQUÉE AUX ARTS.

LIVRE TROISIÈME.

706. Après avoir tracé l'histoire des corps non métalliques et de leurs principaux composés, il nous reste à faire connaître les métaux, leurs composés binaires et les sels, pour compléter l'étude de la chimie inorganique.

Les métaux sont si nombreux, ils offrent d'importans usages dans les arts sous des formes si diverses, qu'il devient nécessaire d'établir des subdivisions multipliées dans leur examen. En conséquence, nous allons placer dans ce livre toutes les généralités relatives à l'étude des métaux et de leurs composés; nous formerons ensuite des groupes dans lesquels seront placés les métaux qui se ressemblent le plus sous le point de vue chimique, et l'on pourra se convaincre facilement que ces métaux se rapprochent aussi le plus possible sous les rapports industriels.

707. Les métaux sont des corps simples généralement bons conducteurs de l'électricité et du calorique, toujours opaques lorsqu'ils ne sont pas réduits en feuilles excessivement minces, et en outre doués de l'éclat particulier qui s'observe sur le cuivre, l'argent ou l'or ré-

cemment polis, et que l'on désigne sous le nom d'éclat métallique.

Toutes les autres propriétés des métaux sont variables. Ainsi, on en connaît de volatils, il en est qui ne le sont pas; beaucoup d'entre eux sont très-fusibles, quelques-uns n'ont été fondus que d'une manière imparfaite; il en est qui s'étendent en lames sous le marteau, beaucoup d'entre eux se brisent sous le choc et se réduisent en poussière; quelques-uns se conservent à l'air, la plupart en absorbent, au contraire, l'oxigène, soit rapidement, soit avec le temps; enfin il en est que la nature nous offre avec profusion, comme le fer, tandis que d'autres paraissent extrêmement rares.

708. Ces variations rendent l'étude générale des métaux à la fois plus nécessaire et plus difficile. Il est donc important d'y introduire un ordre sévère qui en simplifie la marche et qui permette d'étudier toutes ces propriétés dans ce qu'elles ont de général.

Voici l'ordre que nous allons adopter :

Caractères physiques des métaux.

1° Couleur, cristallisation et texture.
2° Densité.
3° Malléabilité.
4° Facilité à passer à la filière.
5° Dilatation par la chaleur.
6° Fusibilité et volatilité.
7° Chaleur spécifique.
8° Propriétés électriques.
9° Propriétés magnétiques.

Caractères chimiques des métaux et de leurs composés binaires.

1° Des métaux en général; leur classification.
2° Des oxides métalliques.
3° Des chlorures, des brômures, des iodures et des fluorures.

4° Des sulfures et des séléniures.
5° Des phosphures et des arséniures.
6° Des azotures.
7° Des borures, siliciures et carbures.
8° Des hydrures.
9° Des alliages.

Des sels métalliques.

1° Lois générales de leur composition.
2° Formation des sels.
3° Réactions des sels les uns sur les autres.
4° Caractères généraux des sels formés par les divers acides.
5° Des sels oxigénés.
6° Des sels chlorurés, brômurés, iodurés, fluorurés.
7° Des sels sulfurés, séléniurés.

Après avoir tracé les caractères généraux de tous ces groupes, il deviendra très-aisé d'étudier les métaux un à un, en réunissant autour de chaque métal tous les composés importans auxquels il donne naissance. Les propriétés particulières de tous ces composés, et leur influence dans les applications industrielles, seront ainsi faciles à exposer d'une manière claire en peu de mots, ce qui est d'une grande importance dans l'étude de corps aussi variés et aussi nombreux.

CHAPITRE PREMIER.

Propriétés physiques des métaux.

709. *Éclat et couleur.* De tous les caractères des métaux, l'un des plus saillans et le plus facile à observer consiste dans leur éclat particulier. Cet éclat se remarque sur tous les métaux pris en masse; on l'observe encore sur ceux qui sont réduits en poudre grossière; enfin on le fait apparaître sur ceux qui se présentent en poussière, quand on vient à comprimer fortement celle-ci sur un fragment de papier, au moyen d'un brunissoir d'agate.

L'éclat des métaux dépend de l'opacité propre à ces corps et de la facilité avec laquelle ils acquièrent tous un poli plus ou moins parfait. Ces deux circonstances réunies les rendent éminemment propres à réfléchir les rayons lumineux qui tombent sur leur surface, puisqu'en effet leur opacité s'oppose au passage de ces rayons et leur poli à l'absorbtion de lumière qui résulterait des petites réflexions partielles, qui se produisent toujours à la surface des corps rugueux.

A la vérité, on admet que les feuilles d'or très-minces sont transparentes, ce qui serait contradictoire avec ce que nous venons de dire relativement à l'opacité des métaux, si nous avions voulu regarder cette opacité comme absolue. Quelques physiciens ont pensé qu'il était permis de douter que l'expérience faite sur les feuilles d'or conduisît à un résultat bien concluant. Nous sommes portés à croire que cette transparence est bien réelle. De fait, quand on place une feuille d'or suffisamment mince entre l'œil et la lumière, on reçoit une quantité notable de lumière au travers de la feuille d'or. On remarque que la lumière, ainsi transmise, présente une belle teinte verte,

et on observe d'autre part que la même teinte s'obtient quand on met de l'or excessivement divisé en suspension dans de l'eau, et qu'on place ce liquide entre la lumière et l'œil. Il est probable que, dans l'un et l'autre cas, la teinte verte provient d'une vraie transmission qui a lieu au travers des petites molécules d'or, et qu'elle n'est pas due au passage des rayons lumineux entre les vides laissés par ces molécules entre elles, comme on l'admet, quand on suppose que dans les feuilles d'or il existe de véritables trous, au travers desquels passe la lumière.

Si l'on voulait démontrer ceci, il faudrait faire réfléchir plusieurs fois consécutives le même rayon lumineux sur des surfaces d'or poli, et voir la teinte que ce rayon prendrait après ces diverses réflexions. Cette expérience a été faite par M. Bénédict Prévost, et il a vu, comme on devait s'y attendre, la couleur naturelle de l'or s'exalter successivement au point de devenir rouge orangée.

Ainsi la teinte verte que l'or fournit lorsqu'il est très-divisé ou très-aminci, et qu'on l'interpose entre l'œil et la lumière, ne peut provenir de la lumière réfléchie; elle est donc due à la lumière transmise; les molécules de l'or sont donc transparentes.

Ajoutons que la couleur de l'or étant rouge orangée quand on le regarde par réflexion, elle doit être verte quand on le regarde par transmission, ce qui s'accorde avec l'expérience.

Si l'or, qui est l'un des métaux les plus denses, jouit d'une transparence appréciable, il est à supposer que tous les autres métaux sont aussi doués de cette propriété. Les couleurs qu'ils offriraient en pareil cas peuvent se déduire jusqu'à un certain point de celles qu'ils offrent par simple réflexion.

Les métaux ont presque tous des couleurs comprises entre le blanc pur et le blanc gris ou bleuâtre. L'or, le cuivre et le titane offrent seuls des nuances jaunes ou oran-

gées. Mais il y a loin de cette couleur générale des métaux à leur couleur propre ; celle-ci, en raison du pouvoir réfléchissant considérable des métaux, se trouve noyée dans une quantité si grande de lumière blanche, qu'elle disparaît presque, quand on se borne à regarder une simple lame de métal.

710. Voici le tableau de la nuance générale présentée par les métaux, vus en simples lames ou en masse :

Argent.	blanc éclatant
Étain.	blanc grisâtre.
Cadmium. . . .	*Id.*
Potassium . . .	*Id.*
Sodium.	*Id.*
Bismuth.	blanc jaunâtre.
Cobalt	
Manganèse	blanc gris.
Cérium	
Rhodium	
Platine	
Palladium	
Nickel	
Mercure	
Iridium	blanc bleuâtre.
Tellure	
Antimoine	
Plomb	
Zinc	
Fer.	gris bleuâtre.
Osmium. . . .	noir bleuâtre.
Molybdène. . . .	gris.
Tungstène. . .	gris.
Urane.	brun rougeâtre.
Or.	jaune pur.
Cuivre	jaune rougeâtre.
Titane.	jaune rougeâtre plus foncé.

711. Mais ces nuances n'indiquent la véritable couleur

du métal, qu'autant qu'elles ont un caractère prononcé. Pour avoir cette couleur pure ou a peu près, il faut employer le procédé de M. Bénédict Prévost. Ainsi, une plaque d'or paraît jaune; mais ce jaune devient plus foncé quand les rayons émanés de cette plaque sont reçus sur une seconde, et de là renvoyés à l'œil. L'intensité s'augmente par une troisième, une quatrième, une cinquième réflexion, et quand on arrive à la douzième ou à la treizième, la couleur devient d'un rouge orangé très-foncé, qui est probablement la vraie couleur de l'or.

Cet artifice a pour objet d'éteindre successivement toutes les portions de lumière blanche, en évitant d'introduire dans le rayon réfléchi aucune coloration étrangère à celle du métal.

Le cuivre présente la même exaltation de teinte, et offre, après un nombre suffisant de réflexions, une teinte très-rapprochée de l'écarlate.

Ces résultats pouvaient être prévus, mais à l'égard des métaux blancs, il est difficile de deviner l'espèce de teinte qu'ils doivent avoir. Ainsi, l'argent, qui paraît d'un blanc si pur, devient d'un jaune très-pur, tout-à-fait semblable à la couleur ordinaire de l'or. Il en est de même de l'étain.

Tous ces phénomènes s'aperçoivent déjà, quand on regarde dans l'intérieur d'un vase de cuivre ou d'or bien po et un peu profond. La teinte est toujours plus riche et plus tranchée que celle d'une simple lame. Ceci suffit pour indiquer ou pour expliquer l'avantage que certaines forme données aux bijoux peuvent offrir sous le rapport de l'éclat qu'on y recherche.

Ces expériences se font d'une manière très-simple d'ailleurs. Il suffit de placer sur une lame horizontale faisant fonction de miroir une autre lame plus petite disposée sous un angle de 8 à 10 degrés, et recevant la lumière directe. En regardant la lame horizontale, on aperçoit l'image de l'autre, avec sa teinte épurée.

M. Bénédict Prévost pense que tous les métaux soumis à de telles épreuves fourniraient des teintes pures et tranchées. Il est difficile, d'après les exemples cités plus haut, de ne point partager son opinion.

712. *Cristallisation.* Tous les métaux sont susceptibles de cristalliser. Les formes qu'ils affectent sont fort simples, et méritent quelque attention, vu le parti que la théorie de l'isomorphisme permet d'en tirer.

Certains métaux se trouvent cristallisés dans leurs mines : tels sont l'or, l'argent, le cuivre ; d'autres cristallisent quand on les traite comme nous l'avons vu en parlant du soufre ; quelques-uns ont été obtenus en cristaux réguliers d'une manière plus compliquée ou accidentelle ; enfin il en est beaucoup qui n'ont jamais été vus sous une forme cristalline régulière et déterminable.

De tous les métaux, celui qui fournit les cristaux les plus volumineux, c'est le bismuth. Il suffit de le fondre, de le laisser refroidir dans un têt, jusqu'à ce que la surface commence à se figer, et d'écouler promptement la partie encore liquide. Le fond du têt reste tapissé de cristaux cubiques de plusieurs lignes de côté (1). L'étain, le plomb s'obtiennent cristallisés de la même manière, mais on réussit moins bien qu'avec le bismuth.

(1) Cette expérience ne réussirait pas avec le bismuth du commerce, parce que ce métal est allié avec de l'arsenic ou de l'antimoine qui en modifient beaucoup la cristallisation. Il faut le débarrasser de ces deux corps, et l'on y parvient aisément en le chauffant au rouge, avec un peu de nitrate de potasse et renouvelant cette opération jusqu'à ce que la cristallisation devienne nette et facile. Ce n'est pas que le bismuth du commerce ne puisse aussi fournir des cristaux, mais ils sont petits et d'une couleur semblable à celle du métal, tandis que les cristaux fournis par le bismuth pur sont très-volumineux et colorés des plus vives couleurs du spectre, probablement par suite de la production d'une lame mince d'oxide à la surface des cristaux.

Il paraît que beaucoup de métaux peuvent aussi cristalliser, quand leurs molécules sont mises à nu au milieu d'une masse en fusion. C'est ainsi du moins qu'on s'est procuré le tungstène et l'urane cristallisés. Ce procédé est le seul qui puisse fournir aisément des cristaux formés par les métaux infusibles.

Mais de toutes les méthodes, la plus générale, sinon la plus commode, consiste à décomposer des corps renfermant les métaux qu'on veut se procurer, au moyen d'une pile très-faible, en prolongeant l'expérience pendant un temps suffisant. Les métaux précipités à l'un des pôles finissent par y former des cristaux d'un volume considérable. M. Becquerel est parvenu à s'en procurer de la sorte un certain nombre en cristaux très-déterminables.

La structure ou le tissu des métaux dépend probablement de leur forme cristalline, quand la cristallisation s'en est opérée tranquilement. C'est ainsi, que le bismuth, l'antimoine se divisent par la cassure, en laissant apercevoir des facettes cristallines plus ou moins développées. C'est ainsi, que l'argent, l'étain, le plomb, le potassium, le sodium, etc., qui sont trop malléables pour se laisser casser dans le sens de ces lames, permettent néanmoins d'en reconnaître l'existence et la direction quand on examine la surface d'un bloc refroidi avec lenteur après avoir été fondu.

Mais quand on fait agir sur les métaux pris à cet état le marteau, le laminoir, ou la filière, et quand on les soumet surtout à l'action de ces instrumens pendant qu'ils sont encore ramollis par la chaleur, la structure cristalline ordinaire disparaît pour faire place à une disposition forcée des molécules, évidemment déterminée par la puissance qu'on a fait intervenir. Les séries de molécules ou les fibres du métal s'enchevêtrent sous le marteau, se disposent parallèlement entr'elles sous la filière, etc. De là de nombreuses modifications dans les propriétés physiques du mé-

tal. Sa dilatabilité par la chaleur, sa conductibilité pour la chaleur ou le fluide électrique, sa densité, etc. s'en trouvent généralement altérées. Sa dureté augmente presque toujours; sa tenacité devient aussi plus grande, mais comme ces modifications ne sont pas toujours dans le même sens, nous devons renvoyer à l'histoire particulière de chaque métal ce que l'on en sait, nous contentant d'énoncer ici le fait d'une manière générale.

713. *Densité*. La densité des métaux est très-variable. On peut en prendre une idée dans la table suivante :

Platine. . . .	20,980	d'après Brisson.
Or.	19,258.	*Id.*
Iridium. . . .	18,680 au moins.	Children.
Tungstène. . .	17,600.	D'Elhuyart.
Mercure. . . .	13,568.	Brisson.
Palladium. . .	11,3 à 11,8. . .	Wollaston.
Plomb. . .	11,352.	Brisson.
Argent. . . .	10,474.	*Id.*
Bismuth. . . .	9,822.	*Id.*
Cobalt. . . .	8,538.	Haüy.
Urane. . . .	9,000.	Bucholz.
Cuivre. . . .	8,895.	Hatchett.
Cadmium. . . .	8,604.	Stromeyer.
Nickel. . . .	8,279.	Richter.
Fer.	7,788.	Brisson.
Molybdène. . .	7,400.	Hielm.
Étain. . . .	7,291.	Brisson.
Zinc.	6,861 à 7,1. . .	*Id.*
Manganèse. . .	6,850.	Bergmann.
Antimoine. . .	6,702.	Brisson.
Tellure. . . .	6,115.	Klaproth.
Titane. . . .	5,300.	Wollaston.
Sodium. . .	0,972.	Gay-Lussac et Thénard.
Potassium. . .	0,865.	*Id.*

Nous avons essayé ailleurs de montrer que ces densités se rattachaient à quelque caractère dépendant de la struc-

ture ou de la dimension des atomes. Il est probable que l'on trouverait qu'il en est ainsi de tous les métaux, si les densités déterminées par les procédés ordinaires étaient moins variables ; mais pour la densité des métaux en particulier, on observe de grandes différences, suivant que le métal a été fondu puis solidifié tranquillement, ou bien qu'il a été écroui au marteau, laminé, tiré en fil, etc. Le plus souvent ces actions mécaniques compriment la masse et accroissent sa densité d'une manière considérable ; quelquefois, au contraire, elles l'altèrent peu ou point du tout, ou même elles la diminuent. Presque tous les métaux sont dans le premier cas ; le plomb se trouve dans le second, et il est possible que cette propriété se retrouve dans les métaux très-mous et qui ne possèdent pas d'ailleurs la propriété de cristalliser d'une manière distincte.

714. *Malléabilité et ductilité.* Certains métaux soumis au choc du marteau s'étendent en lames ; quelques-uns se réduisent en poudre ; d'autres enfin se laissent aplatir, mais imparfaitement, et en se gerçant ou se divisant par de nombreuses fissures. Les premiers prennent le nom de métaux *malléables ;* les autres sont considérés comme métaux plus ou moins cassans. On entend donc par malléabilité la propriété dont jouissent certains métaux de s'étendre en lames sous le marteau ou par tout autre moyen.

En effet, c'est rarement au moyen du marteau que s'obtiennent les lames métalliques. Leur fabrication s'exécute de préférence avec l'instrument connu sous le nom de laminoir. Celui-ci se compose de deux cylindres d'acier ou de fonte placés horizontalement en général, et maintenus à une distance fixe l'un de l'autre. On fait marcher ces cylindres dans le même sens, et on présente dans leur intervalle la lame qu'il s'agit d'amincir. Il est évident que la distance des deux cylindres doit être moindre que l'épaisseur actuelle de la lame. Il est aussi bien clair que le

bout de celle-ci doit être aminci au point de pouvoir pénétrer entre les deux cylindres. Une fois que la lame est engagée entre les deux cylindres, elle est obligée d'en suivre le mouvement, et elle s'amincit et s'allonge tout à la fois.

Cependant l'allongement n'est pas proportionnel à l'amincissement de la lame, le volume de la masse métallique se trouvant diminué en général par cette opération. Il résulte de là que le métal devient à la fois plus dur et plus cassant. Si on voulait continuer le laminage, on éprouverait de grandes difficultés, en raison de cette dureté, et les lames obtenues seraient remplies de gerçures. Pour rendre au métal sa mollesse et sa malléabilité premières, il suffit de le chauffer au rouge et de le laisser refroidir lentement : c'est ce qu'on appelle *recuire*. L'objet de l'opération du recuit est évident. Par le passage au laminoir, les molécules du métal ont été rapprochées de force, au-delà du point d'équilibre qu'elles atteignent naturellement. Ces molécules se trouvent ainsi disposées de manière à glisser plus difficilement les unes sur les autres; le métal est alors devenu plus dur et plus cassant. Mais si l'on vient à le chauffer à rouge, la dilatation que la chaleur fait éprouver au métal écarte ses molécules plus qu'elles n'avaient été rapprochées par le laminoir et par un refroidissement lent, elles reprennent leur place accoutumée. Voici la liste des métaux ductiles ou malléables, ainsi que celle des métaux cassans.

Métaux ductiles ou malléables.

Argent.	Or.
Cadmium.	Osmium ?
Cuivre.	Palladium.
Étain.	Platine.
Fer.	Plomb.
Iridium?	Potassium.
Mercure.	Sodium.
Nickel	Zinc.

Métaux cassans.

Antimoine.	Molybdène.
Bismuth.	Rhodium.
Cérium.	Tellure.
Chrôme.	Titane.
Cobalt.	Tungstène.
Columbium.	Urane.
Manganèse.	

715. Il existe d'assez grandes différences entre l'action du laminoir et celle de la filière sur les métaux, pour qu'il soit nécessaire de séparer ces deux points de vue. Nous allons en conséquence étudier d'abord les métaux sous le rapport de la malléabilité; nous reprendrons ensuite leur étude sous le point de vue de la ductilité.

Voici un tableau comparatif où les métaux sont rangés dans l'ordre de leur malléabilité ou à peu près. Les plus malléables sont les premiers; ceux qui le sont le moins viennent ensuite.

Métaux rangés dans l'ordre de la plus grande facilité à passer au laminoir.

Or.
Argent.
Cuivre.
Etain.
Platine.
Plomb.
Zinc.
Fer.
Nickel.
Palladium?
Cadmium?

Nous avons dit plus haut que l'on se servait ordinairement du laminoir pour étendre les métaux en lames; cependant il faut ici distinguer deux cas : tantôt on se pro-

pose d'obtenir des lames d'une épaisseur très-sensible, et alors, si le métal est fusible, on le coule en plaques qui sont soumises à l'action du laminoir jusqu'à ce qu'elles soient parvenues à l'épaisseur désirée; tantôt on se propose d'obtenir des lames d'une épaisseur infiniment moins grande, et alors on a recours au marteau : tel est le cas pour les feuilles d'or, d'argent et de cuivre. Il suffit de les voir pour comprendre qu'elles ne pourraient être maniées de manière à subir l'action du laminoir, et que cet instrument ne pourrait jamais être assez parfait pour offrir dans toute la surface de ses cylindres une régularité telle qu'il la faudrait pour comprimer avec précision des feuilles aussi ténues dans toute leur largeur.

Enfin, lorsque le marteau n'a plus d'action sur la feuille métallique, on peut encore parvenir à l'amincir prodigieusement en l'appliquant à un fil ou une lame plus épaisse d'un autre métal, et faisant agir de nouveau le laminoir, le marteau ou la filière.

716. Réaumur a fait sur l'or des expériences et des calculs remarquables qui doivent trouver leur place ici. Comme l'or est de beaucoup le plus ductile des métaux, il ne faudrait pas en conclure que les mêmes procédés permissent de réaliser les mêmes résultats pour les autres.

Une once d'or qui formerait un cube de 5 lignes et 1/5 de côté, et qui couvrirait alors une surface de 27 lignes carrées environ, devient capable, sous le marteau du batteur d'or, de couvrir une surface de 146 pieds carrés; de telle sorte qu'un grain d'or couvre plus de 36 pouces carrés de surface. Dans beaucoup de feuilles, l'épaisseur est réduite à 1/30000 de ligne.

Il semble, au premier abord, que ces feuilles sont déjà bien minces; mais on peut les rendre encore 30 fois plus minces, en les appliquant aux travaux du tireur d'or. En effet, on prend un cylindre d'argent, on le recouvre de

feuilles d'or, et on le passe à la filière. Lorsque le fil est suffisamment fin, on l'écrase ou on l'aplatit sous le laminoir. Pendant ces diverses opérations, le cylindre d'argent s'allonge et la feuille d'or s'allonge également, de manière à recouvrir toujours la surface et toute la surface du fil. Par cet artifice, on recouvre avec une once d'or 1200 pieds carrés au moins, et quelquefois jusqu'à 4000 ou 5000 pieds carrés de surface, de telle sorte que l'épaisseur de la feuille d'or se trouve atténuée au point de n'avoir plus que 1/175000 de ligne, et même un millionième de ligne.

Pour se faire une idée de ces grandeurs, il faut nécessairement choisir quelque terme de comparaison. Or, nous savons qu'au moyen des instrumens les plus précis et les plus parfaits on ne peut guère tracer plus de 1200 divisions dans l'espace d'une ligne. Ces divisions sont déjà si fines que l'œil ne les aperçoit point, et qu'elles ne deviennent distinctes qu'au moyen des microscopes les plus parfaits. Or, chacune de ces divisions serait encore assez grande pour contenir 800 feuilles d'or de l'épaisseur la plus faible que le tireur d'or puisse leur donner.

Quand on parvient à de tels résultats, on ne peut se défendre de quelque crainte sur la solidité des données qui les ont fournis. Cependant il est difficile de conserver le moindre doute à cet égard. Les fils dorés soumis à l'action de l'acide nitrique se transforment en autant de tuyaux creux à parois excessivement minces et fragiles. L'acide a dissous le cylindre d'argent et a laissé intacte la petite pellicule d'or qui le recouvrait. Dans celle-ci, on ne peut apercevoir aucune solution de continuité notable, et l'on est bien obligé d'admettre que la feuille d'or s'était étendue comme nous l'avons dit.

717. Il semble, au premier abord, qu'entre le passage des métaux à la filière et leur passage au laminoir, il ne doit pas exister de grandes différences; mais l'expérience

démontre qu'il n'en est pas ainsi. Il suffit de comparer le tableau qui précède avec le suivant pour en acquérir la certitude.

Métaux rangés à peu près dans l'ordre de leur plus grande facilité à passer à la filière.

Or.
Argent.
Platine.
Fer.
Cuivre.
Zinc.
Étain.
Plomb.
Nickel.
Palladium?
Cadmium ?

Excepté l'or et l'argent, tous les autres métaux ont subi des changemens considérables dans leur position relative. Ainsi, le fer, qui se trouvait le huitième au laminoir, devient le quatrième à la filière, etc.

D'après les résultats obtenus, en ce qui concerne le laminage des métaux, il était assez probable qu'au moyen de procédés convenables on parviendrait à les tirer en fils d'une finesse extrême. C'est ce que M. Wollaston a réalisé par un procédé fort ingénieux. Quand on tire un simple fil à la filière, la finesse qu'on peut lui donner est toujours limitée. Passé un certain point, il devient difficile de manier le fil, de le tirer sans le rompre, et même de percer des trous réguliers d'un diamètre microscopique. Tous ces obstacles sont éludés par le procédé de M. Wollaston. Il prend un cylindre de métal, il le perce, suivant l'axe, d'un trou qu'il remplit d'un fil du métal qu'il s'agit d'obtenir en fils très-fins. Il passe ce système à la filière; les deux métaux s'allongent ensemble et conservent le même

diamètre proportionnel, pourvu que les différences de dureté entre les deux métaux ne soient pas trop grandes. M. Wollaston a très-bien réussi à tirer ainsi des fils très-fins de platine, en employant une enveloppe d'argent qu'il dissolvait ensuite au moyen de l'acide nitrique pur et affaibli. Dans ce cas particulier, à cause de l'infusibilité du platine, il pouvait préparer le système en mettant un fil de platine dans l'axe d'une lingotière cylindrique, et coulant autour de lui la baguette d'argent qui devait l'envelopper. En faisant usage de la première disposition, M. Wollaston s'est procuré des fils d'or très-fins.

M. Becquerel a pu tirer de même en fils d'une grande finesse de l'acier enveloppé par de l'argent qu'il dissolvait ensuite au moyen du mercure. Cette opération exige quelques précautions que nous allons rappeler succinctement.

Le fil d'acier couvert d'argent étant tiré au point convenable, on prend un tube bouché par un bout, on le remplit de mercure, qu'on y fait bouillir pendant quelques instans, pour expulser l'air et l'humidité adhérens au vase ou au mercure. On renverse ensuite cette éprouvette sur un bain de mercure et on y introduit les fils dont on veut séparer l'argent. Ceux-ci doivent avoir été chauffés eux-mêmes jusqu'au rouge, dans un tube de verre, pour les sécher exactement. On porte ensuite à 150° environ l'éprouvette remplie de mercure, et on la maintient à cette température pendant une demi-heure ou trois quarts d'heure. Enfin, on laisse refroidir l'appareil, on renverse l'éprouvette et on retire les fils d'acier.

Toutes ces précautions sont nécessaires, car dans cet état de division l'acier devient si oxidable que la moindre trace d'air ou d'eau dans l'appareil suffit pour détruire les fils au moment où ils sont mis à nu. Il en serait de même si on les sortait du mercure avant leur complet refroidissement; ils s'oxideraient à l'air avec une extrême rapidité.

Ces fils sont toujours très-cassans. Ils sortent du mer-

cure à l'état magnétique, probablement par suite de l'action de la filière.

Le procédé général étant connu, il n'est pas inutile de joindre ici les diamètres de quelques-uns de ces fils, afin qu'on puisse s'en former une idée précise. M. Wollaston a obtenu des fils d'or de 1/200 de millimètre de diamètre. Il est clair qu'on pourrait aller bien plus loin. Le même physicien s'est procuré des fils de platine de 1/1200 de millimètre de diamètre, et très-facilement des fils de 1/600 à 1/800 de millimètre. Enfin M. Becquerel a pu tirer des fils d'acier, jusqu'au point de les amener à 1/80 de millimètre avec une longueur de 128 millimètres.

Nous terminerons cet examen des propriétés générales des métaux, en consignant ici quelques résultats sur leur ténacité, leur dureté, leur sonorité, leur odeur et leur saveur.

718. *Ténacité.* La ténacité des métaux est quelquefois fort grande et constitue alors une de leurs qualités les plus précieuses. Le fer est surtout dans ce cas. Il est évident que cette propriété doit être altérée par des modifications en apparence assez légères. Aussi reviendrons-nous sur sa détermination dans chaque cas particulier. Voici un tableau de la ténacité de quelques métaux.

Nombre de kilogr. nécessaires pour rompre un fil de 2 millim. de diamètre.

Fer.	249,659	Sickingen.
Cuivre.	137,399	Sickingen.
Platine.	124,690	Guyton-Morveau.
Argent.	85,062	Sickingen.
Or.	68,216	Sickingen.
Zinc.	49,790	Guyton-Morveau.
Nickel.	47,670	Guyton-Morveau.
Etain.	15,740	Guyton-Morveau.
Plomb mesuré avant la rupture.	12,555	Guyton-Morveau.
Id. mesuré après la rupture.	5,623	Guyton-Morveau.

Ces différences sont énormes, et pourtant la table ne comprend pas des métaux cassans tels que l'antimoine, le bismuth, qui certainement doivent avoir une ténacité peu considérable.

719. *Dureté.* La dureté des métaux est une propriété qui de prime abord semblerait se rattacher à leur ténacité, et qui néanmoins ne paraît pas avoir de rapport avec elle. On peut en juger en comparant la table qui suit avec celle qui précède.

Métaux rangés dans l'ordre de leur plus grande dureté.

Manganèse.	Plus dur que l'acier trempé.
Chrôme.	Non rayés par le verre.
Rhodium.	Non rayés par le verre.
Nickel.	Rayés par le verre.
Cobalt.	Rayés par le verre.
Fer.	Rayés par le verre.
Antimoine.	Rayés par le verre.
Zinc.	Rayés par le verre.
Palladium.	Rayés par le carbonate de chaux.
Platine.	Rayés par le carbonate de chaux.
Cuivre.	Rayés par le carbonate de chaux.
Or.	Rayés par le carbonate de chaux.
Argent.	Rayés par le carbonate de chaux.
Tellure.	Rayés par le carbonate de chaux.
Bismuth.	Rayés par le carbonate de chaux.
Cadmium.	Rayés par le carbonate de chaux.
Etain.	Rayés par le carbonate de chaux.
Plomb.	Rayé par l'ongle.
Potassium.	Mous comme la cire.
Sodium.	Mous comme la cire.
Mercure.	Liquide.

Quant à la sonorité des métaux, elle est supérieure à celle de la plupart des corps, mais en général elle ne devient remarquable que dans les alliages. Les métaux communs sont tous trop mous, quand on les obtient purs, pour être doués à un haut degré de cette faculté.

720. *Odeur et Saveur.* Tout le monde connaît la sensation désignée sous le nom de goût ou d'odeur de cuivre, de goût ou d'odeur de fer, de goût ou d'odeur d'étain, etc. Ces sensations sont bien réelles, mais il est difficile de les expliquer. En général, on admet que les corps sapides doivent être solubles, que les corps odorans doivent être volatils; ici ni l'une ni l'autre de ces suppositions ne se réalise, mais le fait n'en reste pas moins certain. Quelle qu'en soit la cause, l'odeur ou la saveur propre aux trois métaux que nous venons de citer se fait remarquer d'une manière manifeste lorsqu'ils ont été frottés rapidement de manière à élever un peu leur température. Peut-être cette propriété est-elle vraiment étrangère au métal lui-même et doit-elle être attribuée à quelque substance interposée. Nous verrons plus tard, du moins en ce qui concerne le fer et l'étain que les procédés métallurgiques les fournissent toujours souillés de quelque matière carbonacée qui pourrait bien contribuer à la production du phénomène qui nous occupe, phénomène d'autant plus singulier qu'il ne paraît pas être commun à tous les métaux.

721. *Dilatation.* De tous les solides, les métaux sont ceux qui se dilatent le plus par la chaleur, et parmi les métaux, c'est le zinc ou le plomb qui tiennent le premier rang. En général, la dilatation des métaux est une de leurs propriétés les plus délicates, et la moindre impureté suffit pour en troubler considérablement la valeur absolue ou la marche. Ainsi, les nombres qu'on va trouver ici doivent être considérés comme des approximations dans la pratique, car, soit qu'ils aient été déterminés sur des métaux purs, soit qu'on les ait obtenus avec des métaux impurs, il n'en est pas moins évident que, dans les arts, il doit rarement arriver qu'on retrouve ces métaux au même point précis de pureté ou d'impureté; mais toutefois, pour les usages ordinaires, ces déterminations suffisent. Il ne devient nécessaire de les remplacer par des nombres

pris sur la matière même que l'on veut employer que dans un très-petit nombre de cas. Les livres de physique donnent alors la marche qu'il convient de suivre.

On peut voir dans la table suivante combien cette influence est grande, en comparant les résultats obtenus avec l'étain anglais, qui généralement est souillé de quelques métaux étrangers, et l'étain des Indes, qui est presque d'une pureté absolue : tandis que le premier se dilate de 0,0025, l'autre ne dépasse guère 0,0019.

Il ne faudrait donc pas compter que les alliages auront la dilatation du métal dominant, ou même que la dilatation sera la moyenne de celle des métaux qu'ils contiennent. Du reste, nous examinerons plus tard cette question.

En ce qui concerne l'état des métaux, on observe encore de grandes différences. Leur dilatabilité change suivant qu'ils ont été simplement refroidis après leur fusion, ou bien qu'ils ont subi l'action du marteau, du laminoir ou de la filière, et qu'on ne les a pas recuits avant de les employer. Il semble, en général, que les métaux qui ont éprouvé ces sortes de traitemens sont plus dilatables qu'ils ne l'étaient auparavant. Néanmoins le cuivre offre le résultat contraire. Il est donc possible qu'à cet égard il n'y ait rien de général; mais pourtant on doit penser que les métaux soumis à l'action d'une pression quelconque éprouvent, quand on les expose à la chaleur, des effets compliqués. En effet, à mesure qu'ils se dilatent, ils se recuisent, et leur dilatation, qui était d'abord celle du métal écroui, devient plus ou moins vite celle du métal ordinaire; de telle sorte qu'un métal écroui doit non-seulement offrir des dilatations très-différentes, selon qu'on les détermine pour tel ou tel intervalle de température, mais encore des dilatations variables à chaque essai consécutif. On conçoit en effet qu'à la suite d'un premier essai, le second doit offrir des résultats différens, si l'on emploie la même

barre, celle-ci se trouvant alors avoir éprouvé un commencement de recuit.

Pour trouver une loi qui rattache la dilatation des métaux à quelque idée relative aux propriétés fondamentales de la matière, il faudrait qu'on pût comparer ces métaux entre eux à des intervalles de température réellement comparables, c'est-à-dire pris à d'égales distances de leur point de fusion respectif. On ne peut douter que la dilatabilité des métaux ne soit en rapport avec le volume, le poids et la distance de leurs molécules ; mais les observations faites à la même température ne peuvent rien apprendre à ce sujet. Il faudrait nécessairement placer tous les métaux à la même distance de leur point de fusion où l'on peut supposer que les molécules sont, sinon à la même distance pour tous, du moins à des distances proportionnelles.

En général les métaux les plus fusibles sont aussi ceux qui se dilatent le plus à de basses températures. Mais il serait au moins prématuré d'en tirer aucune conséquence, car des expériences très-exactes de MM. Dulong et Petit ont fait voir que la dilatation de tous les solides et des métaux en particulier, n'était pas uniforme et qu'elle croissait beaucoup avec la température.

	Dilatation moyenne de 0° à 100°.	Dilatation moyenne de 0° à 300°.
Fer	0,00118	0,00146
Cuivre	0,00171	0,00188
Platine	0,00884	0,00918

Il résulte de là que les métaux les plus fusibles peuvent en effet avoir une dilatation plus grande que les autres entre 0° et 100°, parce qu'ils sont plus près qu'eux de leur fusion, sans qu'il en résulte que si on les prenait à des distances égales de ce point, ils conservassent réellement cette supériorité. Il faudrait par exemple pouvoir compa-

rer le plomb entre 0° et 100° avec le fer entre 800° et 900° environ, pour que les résultats fussent véritablement comparables; ainsi les faits observés et consignés dans le tableau suivant sont pour le moment, des faits de pure pratique.

On doit tirer encore de cette loi remarquable une conséquence digne d'attention. Comme la dilatation absolue des métaux est très-faible, on est dans l'usage pour en rendre la mesure plus facile de leur faire parcourir un plus grand nombre de degrés de l'échelle thermométrique; mais évidemment la valeur moyenne qu'on en déduit sera trop forte si on l'applique aux températures basses, et trop faible si elle est employée pour les températures élevées de cette échelle. Il faudrait donc, pour ces sortes de déterminations, s'écarter le moins possible des températures que l'on a intérêt à étudier. Il est probable que les résultats de Troughton consignés dans le tableau ci-contre ont été pris par une moyenne entre des températures très-éloignées. Ils sont trop forts si on les suppose pris entre 0° et 100°.

Table de la dilatation linéaire des métaux entre 0° et 100° centigrades.

Nom du métal.	Dilatation pour une règle égale à l'unité. En fractions décimales.	En fractions vulg.	Nom de l'observateur.
Zinc allongé au marteau, d'un pouce par pied.	0,00310833	1/322	Smeaton.
Id. non battu. . .	0,00294167	1/340	*Id.*
Plomb.	0,00284836	1/351	Lavoisier et Laplace.
Id.	0,00286667	1/349	Smeaton.
Étain en grains (anglais).	0,00248333	1/403	*Id.*
Étain fin (anglais). .	0,00228333	1/438	*Id.*
Étain de Falmouth. .	0,00217298	1/462	Lavoisier et Laplace.
Étain des Indes ou de Mélac.	0,00193765	1/516	*Id.*
Argent	0,00208260	1/480	Troughton.
Argent de coupelle. .	0,00190974	1/524	Lavoisier et Laplace.
Argent au titre de Paris.	0,00190868	1/524	*Id.*
Cuivre.	0,00191880	1/521	Troughton.
Id.	0,00171733	1/582	Lavoisier et Laplace.
Id. battu.	0,00170000	1/588	Smeaton.
Or de départ.	0,00146606	1/682	Lavoisier et Laplace.
Or au titre de Paris non recuit.	0,00155155	1/645	*Id*
Or au titre de Paris recuit.	0,00151361	1/661	*Id.*
Bismuth.	0,00139167	1/719	Smeaton.
Fer doux forgé . . .	0,00122045	1/819	Lavoisier et Laplace.
Fer rond passé à la filière	0,00123504	1/812	*Id.*
Fer.	0,00125833	1/795	Smeaton.
Fer passé à la filière. .	0,00144010	1/694	Troughton.
Antimoine.	0,00108333	1/923	Smeaton.
Palladium.	0,00100000	1/1000	Wollaston.
Platine	0,00099180	1/1008	Troughton.
Id.	0,00085655	1/1167	Borda.

722. *Capacité pour la chaleur.* Dans l'introduction placée en tête de cet ouvrage, nous avons donné la table de la capacité pour la chaleur de tous les métaux pour lesquels la détermination en a été faite avec le soin convenable. Nous ne revenons ici sur ce sujet qu'afin d'indiquer une loi remarquable découverte par MM. Dulong et Petit, ainsi que celle par laquelle les poids atomiques se trouvent liés avec les capacités pour la chaleur.

On avait pensé que la capacité des métaux pour la chaleur éprouvait peu de variation par l'accroissement de la température; on croyait même qu'elle diminuait à mesure que le métal était porté à des températures de plus en plus élevées. C'est précisément le contraire qui a lieu. La capacité augmente avec la température.

Il en est donc de la capacité comme de la dilatibilité. Il paraît même que ces deux propriétés sont liées l'une à l'autre, car les métaux dont la dilatation éprouve le plus d'accroissement sont également ceux dont la capacité augmente davantage. Pour trouver la loi qui rattache ces phénomènes l'un à l'autre, il faudrait des expériences plus nombreuses; mais celles de MM. Dulong et Petit ne laissent aucun doute sur la réalité du phénomène général.

Capacité moyenne du fer de 0° à 100° = 0,1098
de 0° à 200° = 0,1150
de 0° à 300° = 0,1218
de 0° à 350° = 0,1255

Tous les métaux essayés offrent la même variation. Voici les résultats :

	Capacités moyennes. Entre 0° et 100°	— Entre 0° et 300°
Mercure	0,0330	0,0350
Zinc	0,0927	0,1015
Antimoine	0,0507	0,0549
Argent	0,0557	0,0611
Cuivre	0,0949	0,1013
Platine	0,0335	0,0355

723. *Conductibilité.* On a depuis long-temps observé que tous les métaux n'étaient pas doués au même degré de la faculté de transmettre la chaleur. Mais cette propriété n'avait pas encore été l'objet d'expériences précises, lorsque M. Despretz s'en est occupé. Il s'est toujours servi de barres métalliques d'une assez grande dimension chauffées à l'une de leurs extrémités d'une manière constante et munies de distance en distance de thermomètres destinés à mesurer la température acquise par communication au travers du métal.

Pour les métaux bons conducteurs les températures indiquées par ces thermomètres, en supposant le milieu à 0°, forment une série décroissante en progression géométrique, quand leurs distances au foyer croissent en progression arithmétique. Pour les métaux moins bons conducteurs, tels que le plomb, le décroissement est plus rapide encore. Au moyen des formules données par M. Fourrier, on peut tirer de ces expériences le pouvoir conducteur des métaux.

Par une méthode moins exacte, Ingenhousz avait classé les métaux de la manière suivante. Argent, or au premier rang; cuivre, étain ensuite; platine, fer, acier, plomb de beaucoup inférieurs aux précédens.

Voici les résultats obtenus par M. Despretz.

	Nombres proportionnels à la faculté conductrice.
Or.	2004
Argent.	1950
Cuivre.	1800
Fer.	750
Zinc.	729
Étain.	609
Plomb.	360

Le platine se placerait probablement auprès du zinc ou de l'étain.

724. *Fusibilité et volatilité.* Parmi les métaux il en est qui sont volatils et d'autres qui paraissent presque absolument fixes. Les métaux volatils sont le *mercure*, le *cadmium*, le *potassium*, le *tellure* et le *zinc*. Ceux-ci sont volatils dans le sens ordinaire du mot, c'est-à-dire qu'ils peuvent être distillés, les quatre premiers au-dessous du rouge, le dernier à une température rouge.

Il est quelques autres métaux qui ne se distillent pas d'une manière sensible quand on les chauffe seuls, et qui pourtant fournissent des vapeurs en quantité suffisante, pour qu'à l'aide d'un courant de gaz, ils puissent se volatiliser plus ou moins aisément. Il est possible que ces métaux soient même assez nombreux. Mais cette propriété n'a été bien constatée que sur l'antimoine et le sodium. Elle se retrouve dans le bismuth d'après M. Chaudet. Tous les autres métaux sont regardés comme fixes; mais nous le répétons, il en est peut-être plusieurs qui se volatiliseraient véritablement dans un courant de gaz.

Le mercure est le plus volatil de tous les métaux. Il bout à 350° c. On n'a pas déterminé le point d'ébullition des autres. Le mercure est même assez volatil pour fournir des vapeurs sensibles à la température ordinaire. M. Faraday s'en est assuré en suspendant une feuille d'or au-dessus d'une couche de mercure dans un flacon fermé. Au bout de quelques mois la feuille d'or qu'on avait soigneusement garantie de tout contact direct avec le mercure, se trouvait pourtant amalgamée, c'est-à-dire transformée en alliage de mercure et d'or. Le mercure n'avait pu parvenir à la feuille qu'en passant préalablement à l'état de vapeur.

725. Si tous les métaux ne jouissent pas d'une manière évidente de la propriété de se transformer en vapeurs, tous paraissent du moins jouir de la faculté de se fondre à une température plus ou moins haute. Mais à cet égard il existe encore d'étranges différences. Tandis que le mercure est

liquide à la température ordinaire et que son point de fusion se trouve placé à 40° degrés environ au-dessous de zéro, il est au contraire beaucoup de métaux que les fourneaux les plus actifs ne peuvent faire entrer en fusion. Ces derniers ne sont toutefois pas infusibles; ils exigent seulement, pour être fondus, l'emploi du chalumeau à gaz hydrogène et oxigène. Le platine est dans ce cas.

On a déterminé avec soin le point de fusion de quelques métaux. Pour ceux qui fondent au-dessous du rouge, on s'est servi, ou du moins on a pu se servir du thermomètre à mercure ou du thermomètre à air. Pour ceux qui ne fondent qu'au-dessus du rouge, on s'est servi du pyromètre de Wedgwood. Ces deux espèces de détermination ne sont point comparables. Dans ces derniers temps, M. Prinsep a fait connaître une méthode ingénieuse pour l'évaluation des hautes températures qui pourra rendre quelques services pour cet objet. Elle consiste dans l'emploi de divers alliages d'or et d'argent, d'or et de platine, dont le point de fusion serait primitivement déterminé par le thermomètre à air. Nous rappellerons que l'on s'est servi des chaleurs spécifiques pour apprécier quelques températures élevées; mais les expériences de MM. Dulong et Petit montrent que ce procédé est inexact. Il est probable qu'on réussirait mieux par la méthode de M. Biot, qui consiste à plonger une barre de fer dans le métal fondant, à déterminer la température qu'elle prend à quelque distance et à calculer la température du bain au moyen des lois bien connues de la propagation de la chaleur au travers des métaux.

Pour le moment, il faut se contenter des résultats consignés dans la table suivante.

1° *Point de fusion des métaux fondant au-dessous du rouge.*	Therm. cent.	
Mercure.	— 39°	Divers chimistes.
Potassium.	+ 58	Gay-Lussac et Thénard.
Sodium	+ 90	*Id.*
Etain.	+ 210	Newton.
Bismuth.	+ 256	*Id.*
Plomb.	+ 260	Biot.
Tellure.	Un peu au-dessus du plomb.	
Zinc.	+ 370	Min. de M. Brongniart.
Antimoine.	Un peu au-dessous de la chaleur rouge.	
Cadmium.	*Id.*	Stromeyer.

2° *Point de fusion des métaux infusibles au-dessous du rouge.*	Pyromètre de Wedgwood.	
Argent.	20°	Kennedy.
Cuivre.	27	Wedgwood.
Or.	32	*Id.*
Cobalt.	Un peu au-dessous du fer.	
Fer.	130	Wedgwood.
Id.	158	Mackensie.
Manganèse.	160	Guyton.
Nickel.	*Id.*	Richter.
Palladium.	Le moins fusible.	

3° *Métaux qui ne font que s'agglomérer à la forge.*

Molybdène.	Tungstène.
Urane.	Chrôme.

4° *Métaux qui ne s'agglomèrent même pas à la forge.*

Titane.	Rhodium.
Cérium.	Platine.
Osmium.	Tantale.
Iridium.	

Les métaux de ces deux dernières classes ne sont pourtant pas infusibles, mais ils ne peuvent être fondus qu'au moyen du chalumeau, à gaz hydrogène et oxigène.

726. *Propriétés électriques.* Les résultats clairs et importans auxquels la théorie électro-chimique paraît propre à nous conduire, doivent engager à étudier avec le plus grand soin tout ce qui concerne les propriétés électriques des métaux. Diverses méthodes peuvent conduire à une connaissance plus ou moins approchée des rapports qui existent entre ces corps, en ce qui concerne cette faculté.

Si la théorie électro-chimique est fondée, il semble qu'il suffirait de comparer entre eux les divers métaux et d'évaluer la force avec laquelle chacun d'eux est maintenu dans ses combinaisons avec les corps non métalliques, qui, à l'exception de l'hydrogène, sont toujours négatifs à l'égard des métaux. Cette comparaison faite avec soin devrait fournir la table exacte du rapport électrique des métaux connus.

Mais tant de causes rendent cette comparaison difficile, que les chimistes ne pourront de long-temps compter sur les résultats auxquels ils seraient conduits. Nous rappelleront seulement ici que l'ordre fourni par un corps non métallique ne serait plus le même si l'on en prenait un autre; que, pour un même corps, le nombre des atomes existant dans la combinaison aurait une grande influence sur les résultats, circonstances qui suffisent pour montrer qu'on ne peut, par cette méthode, arriver qu'à des données plus ou moins vagues.

727. Voici la table dressée en 1819 par M. Berzélius. Elle renferme les métaux rangés *à peu près* dans l'ordre de leurs propriétés électriques générales, en allant des métaux négatifs aux métaux positifs.

1° Molybdène.
Chrôme.
Tungstène.
Antimoine.
Tellure.
Tantale.
Titane.
Osmium.
2° Or.
Iridium.
Rhodium.
Platine.
Palladium.
Mercure.
Argent.
Cuivre.
Nickel.
Cobalt.
Bismuth.
Étain.
Zirconium.
Plomb.
Cerium.
Urane.
Fer.
Cadmium.
Manganèse.
Aluminium.
Yttrium.
Glucinium.
3° Magnesium.
Calcium.
Strontium.
Barium.
Sodium.
Potassium.
Lithium.

728. Tout ce que l'on peut dire de cette série, c'est que les métaux du premier groupe sont plus négatifs en général que ceux du second, et que ceux du second sont plus négatifs en général que ceux du troisième. Du reste, dans chaque groupe, l'ordre des espèces n'est pas certaine; on ne peut même assurer que le classement soit bien sûr pour le premier et le second groupe, et que quelques espèces de l'un ne doivent pas être portées dans l'autre.

Une simple réflexion fera peut-être apprécier à leur valeur ces classifications générales.

Quand nous avons étudié les corps non métalliques, il a été facile d'en former des groupes bien caractérisés, savoir :

1° Fluor, chlore, brôme, iode.
2° Oxigène, sélénium, soufre.
3° Bore, silicium, carbone.
4° Phosphore, arsenic, azote.

Dans chacun de ces groupes l'ordre d'énergie électrique est facile à établir; mais faites un ensemble des corps qu'ils renferment, et essayez de les classer, vous éprouverez des difficultés sans nombre. Or, ces treize corps sont bien connus, et s'ils ne peuvent être rangés avec certitude, c'est qu'il se présente des anomalies ou plutôt des phénomènes compliqués dès que nous ne comparons plus des corps de même nature.

Il est probable que parmi les métaux il faut établir des distinctions semblables, et qu'il convient de ne comparer entre eux, que ceux qui jouissent de propriétés chimiques analogues. C'est le vrai moyen d'éclaircir leur histoire, car autant il y aurait de difficulté à établir des rapports exacts entre les métaux considérés tous ensemble, autant il devient facile de le faire pour les métaux comparés à ceux dont ils sont le plus près pour leurs propriétés.

729. Voyons maintenant s'il est possible de tirer parti, sous le point de vue de la classification des observations faites sur les métaux, en ce qui concerne leur tendance électrique.

On sait qu'entre deux métaux mis en contact, il se développe un état d'équilibre électrique, au moyen duquel l'un d'eux se trouve électrisé positivement et l'autre électrisé négativement. C'est en étudiant les métaux sous ce point de vue que M. Pouillet a formé la table suivante, dans laquelle chaque métal est positif à l'égard de celui qui le suit.

Zinc,
Plomb,
Étain,
Fer,
Antimoine,
Bismuth,
Cuivre,
Mercure,
Argent,
Or,
Tellure,
Palladium,
Platine.

Si, comme cela paraît probable, l'électricité que les métaux développent au contact, résulte de l'oxidation de l'un d'eux, et si le plus oxidable joue le rôle positif, cette série ne représente autre chose que la facilité plus ou moins grande avec laquelle les métaux s'oxident à la température ordinaire. Ceci nous explique pourquoi l'argent regardé par les chimistes comme un métal positif paraît au contraire aux phisiciens un métal très-négatif. L'électricité due au contact n'apprend donc rien de plus aux chimistes que ce qu'ils savent déjà par l'étude des rapports de l'oxigène avec les métaux.

730. On a mesuré plusieurs fois la faculté conductrice des métaux pour l'électricité. M. Davy, qui s'en est occupé le premier, pense qu'elle est proportionnelle à la surface de la section des fils ou lames métalliques et qu'elle est en raison inverse de la longueur. Voici d'ailleurs comment il en exprime le rapport numérique en prenant le platine pour 100.

Fer.	82
Platine . . .	100
Étain. . . .	109
Plomb. . . .	380
Or.	400
Cuivre. . . .	550
Argent . . .	600

M. Becquerel, qui s'est occupé du même sujet, trouve de son côté les résultats suivans :

Potassium. .	8
Mercure. . .	21
Plomb. . . .	50
Fer.	95
Platine. . .	100
Étain. . . .	94
Zinc. . . .	174
Argent . . .	447
Or.	571
Cuivre . . .	609

M. Pouillet trouve d'autre part des nombres encore différens.

Argent à 0,986. .	860
Cuivre.	738
Or.	623
Fer.	121
Platine.	100

Ces résultats, pour être utiles aux chimistes, ont besoin

d'une transformation. Ici, l'on suppose que l'observation est faite sur des fils d'égale section, tandis que si le pouvoir conducteur se rattache à quelque propriété chimique, il faudrait le considérer par rapport au nombre des molécules, ou ce qui revient au même donner le pouvoir conducteur des molécules. On aurait ainsi la table suivante, en supposant que les molécules des métaux sont à égale distance, à la température ordinaire.

Mercure. .	0,6
Potassium.	1
Platine. . .	2
Plomb. . .	2
Fer.. . . .	2
Zinc. . . .	3
Étain . . .	4
Or.	8
Cuivre. . .	10
Argent. . .	40

Il est peu probable que les molécules de tous les métaux soient à égale distance, à la température ordinaire. Pour tirer quelque chose de la conductibilité électrique, il faudrait faire les observations à des températures différentes, mais placées à égale distance du point de fusion des métaux.

Quoi qu'il en soit, les divers tableaux que nous venons de parcourir montrent assez que la faculté conductrice des métaux ne peut être d'aucune utilité actuelle dans les recherches de classification.

731. Le frottement exercé entre deux métaux est encore une source d'électricité ou plutôt l'occasion d'une rupture d'équilibre électrique. Ce phénomène étudié par M. Becquerel, au moyen d'appareils d'une grande délicatesse, lui a fourni la table suivante dans laquelle les métaux sont rangés en allant du positif au négatif, c'est-à-

dire, que pour chaque métal, ceux qui le suivent sont négatif et eeux qui le précèdent positifs.

Antimoine,
Cadmium,
Fer,
Zinc,
Cuivre,
Argent,
Or,
Étain,
Plomb,
Platine,
Palladium,
Cobalt,
Nickel,
Bismuth.

Cet ordre ressemble tellement à celui qu'on obtient quand on emploie la chaleur comme moyen d'exciter les mouvemens électriques, qu'il est naturel d'admettre que le frottement n'agit ici qu'en vertu de la chaleur qu'il développe. Cependant M. Becquerel ne pense pas qu'il en soit ainsi, et il se fonde sur ce que deux métaux très-électriques par le frottement, comme l'antimoine et le bismuth, ne le sont pas quand on les frappe fortement l'un contre l'autre.

Quelle que soit la force mise en jeu dans ces phénomènes, quelle que soit la propriété de laquelle ils découlent, l'ordre auquel ils conduisent ne se lie évidemment pas aux propriétés chimiques générales des métaux.

732. Si l'on forme avec deux métaux différens un cercle dans lequel les deux points de contact des métaux soient réunis par des soudures, il suffira de chauffer l'une d'elles pour mettre le fluide électrique en mouvement dans ce circuit métallique. L'un des métaux sera encore ici positif et l'autre négatif. On pourra donc former encore une sé-

rie analogue à celle qui précède. C'est ce qu'a fait M. Cumming en plaçant chaque métal de manière qu'il soit positif à l'égard de celui qui le suit, et par conséquent négatif pour celui qui le précède. On trouve par ce moyen l'ordre suivant :

Antimoine,
Fer,
Zinc,
Or,
Cuivre,
Rhodium,
Plomb,
Étain,
Argent,
Manganèse,
Cobalt,
Palladium,
Platine,
Nickel,
Mercure,
Bismuth.

Il suffit de jeter les yeux sur cette série pour voir que les effets thermo-électriques n'ont aucun rapport avec les phénomènes chimiques.

M. Becquerel vient de montrer, dans un mémoire fort remarquable, que l'ordre indiqué par M. Cumming n'est pas tout-à-fait exact. M. Becquerel adopte, d'après des expériences faites avec toutes les précautions et tout le soin qu'exigent de telles recherches, l'arrangement suivant. Les métaux y sont disposés aussi en allant du positif au négatif.

Fer,
Argent,
Or,
Zinc,

Cuivre,
Étain,
Platine.

Cet arrangement, quoique bien différent du précédent, ne convient pas mieux aux chimistes. Aussi M. Becquerel, par des expériences dirigées avec une sagacité rare, est-il parvenu à ce résultat que le pouvoir thermo-électrique d'un métal se lie à son pouvoir rayonnant. Ainsi, le mouvement électrique occasioné par la chaleur dépend d'une propriété physique des métaux et ne se lie en rien à leurs propriétés chimiques. En partant de ce point de vue, M. Becquerel a même pu déterminer les valeurs numériques qui indiquent le pouvoir thermo-électrique de chacun de ces métaux. C'est ce que la table suivante exprime.

Fer. . . .	5
Argent.. .	4,07
Or.	4,052
Zinc. . . .	4,035
Cuivre. . .	4
Étain.. . .	3,89
Platine . .	3,68

Ces résultats précieux pour la physique ne peuvent donc pas nous diriger dans le classement des métaux.

733. On n'arrive pas à des résultats plus positifs quand on met les métaux en contact avec des agens capables de se combiner avec eux. L'ordre dans lequel les métaux se rangent dépend alors de l'intensité de la réaction. Il varie avec l'agent employé, il varie avec la température, il varie enfin de manière à nous laisser dans une incertitude complète.

Les phénomènes électriques qui jouent un si grand rôle dans toutes les réactions chimiques sont donc encore trop peu connus pour qu'on puisse asseoir sur les notions

qu'ils nous fournissent une base de classification, pour qu'on puisse même par leur moyen disposer en série les métaux d'une manière qui corresponde à peu près à l'arrangement que leurs propriétés chimiques nous font considérer comme le plus vraisemblable.

734. Pour établir entre les métaux une classification utile sous le point de vue chimique, ce n'est donc pas seulement un de leurs caractères qu'il convient d'envisager. Il faut faire intervenir l'ensemble de leurs propriétés.

La classification des métaux peut être faite sous divers points de vue. En effet, on peut distinguer les métaux employés dans les arts de ceux qui ne le sont pas, les métaux jaunes des métaux blancs, les métaux fixes des métaux volatils, etc.; mais on voit de suite que ces distinctions n'ont d'autre résultat que celui qu'elles indiquent immédiatement. Il en arrive de même à l'égard des classifications puisées dans les caractères chimiques, lorsque ces caractères sont restreints à un seul ordre de combinaisons. Ainsi, que l'on classe les métaux selon leurs divers rapports avec l'oxigène, et l'on trouvera cette classification bonne dans toutes les réactions où l'oxigène interviendra; mais elle ne le sera plus pour les cas où ce corps ne fera point partie des matières employées.

Pour bien classer les métaux et tous les corps en général, il faudrait donc étudier avec soin leurs réactions sur un grand nombre de substances différentes, et rapprocher les uns des autres ceux qui offrent le plus de caractères communs. Quoique ce travail ne soit point encore fait d'une manière complète, on peut néanmoins classer les métaux assez approximativement en faisant usage de leurs réactions connues pour espérer que les changemens de position qu'on leur fera subir par la suite ne seront ni bien importans ni bien nombreux.

Je ne veux pas donner ici la classification des métaux par familles, je craindrais d'émettre à ce sujet des idées

que je serais forcé de modifier au moment où je mettrai la dernière main au troisième volume de cet ouvrage. Il est des métaux qui se rapprochent par tant de caractères que je n'hésiterais pas à leur sujet; tels sont le titane et l'étain, le chrôme et le manganèse, etc. Mais il en est d'autres qui ont besoin d'être étudiés sous ce point de vue, avant de prendre une décision; la classification adoptée dans cet ouvrage, étant basée sur ces principes, on trouvera les métaux groupés en familles dans le volume suivant.

Pour montrer dans quel sens je conçois cette classification, et pour faire sentir le parti qu'on en peut tirer, je vais donner ici les caractères généraux d'une de ces familles, de celle dont l'histoire va occuper la majeure partie de ce volume.

PREMIÈRE FAMILLE.

Première section.	*Deuxième section.*
Potassium,	Barium,
Sodium,	Strontium,
Lithium.	Calcium.

L'analogie qui existe entre ces métaux a frappé tous les chimistes; en effet, ils possèdent des caractères communs fort nombreux.

Tous ces métaux sont capables de décomposer l'eau, à froid.

Ils forment des protoxides solubles dans l'eau, et doués au plus haut degré de la faculté de jouer le rôle de bases puissantes.

Ils produisent des deutoxides qui ne jouent ni le rôle de base, ni celui d'acides, et qui sont décomposés par l'eau; celle-ci chasse une partie de l'oxigène, et les ramène à l'état de protoxides; pour ceux de la première section, l'effet se produit à froid; pour ceux de la seconde, il ne s'opère bien qu'à la faveur de l'ébullition.

Ils ne se combinent au chlore qu'en une seule proportion ; les chlorures de la première section cristallisent sans eau ; ceux de la seconde en retiennent. Les chlorures, brômures et iodures sont solubles.

Ils peuvent se combiner avec le soufre en plusieurs proportions ; tous leurs sulfures sont solubles ; leurs protosulfures peuvent s'unir à l'hydrogène sulfuré.

Ils forment des phosphures capables de décomposer l'eau à la température ordinaire, d'où résultent des hypophosphites et de l'hydrogène perphosphoré ; leurs arséniures se comportent d'une manière analogue.

Leurs protoxides forment des sulfates indécomposables au feu ; mais tandis que les sulfates de la première section sont très-solubles, ceux de la seconde le sont peu ou point.

Leurs sulfites se décomposent au feu en sulfates et en sulfures métalliques.

Leurs nitrates se décomposent au feu ; ceux de la première section dégagent de l'oxigène et il reste des hyponitrites ; ceux de la seconde fournissent de l'oxigène et de l'acide nitreux ; le résidu contient quelquefois du peroxide.

Ceux de la première section forment des hydrates et des carbonates indécomposables par le feu ; parmi ceux de la seconde, le barium jouit seul de cette propriété.

Le chlore sec décompose leurs oxides à la chaleur rouge ; il chasse l'oxigène et s'empare du métal ; à froid, le chlore s'unit à leurs hydrates et forme des chlorures d'oxides ; il peut produire avec eux des chlorates et des chlorures métalliques. Le brôme et l'iode se comportent avec eux d'une manière analogue.

Le soufre transforme leurs oxides en sulfates et sulfures à la chaleur rouge ; à 100° il donne des sulfures et des hyposulfites.

Le phosphore à la température de 100° environ, donne avec leurs hydrates de l'hydrogène perphosphoré et des hypophosphites.

L'hydrogène est sans action sur leurs oxides.

Le carbone est sans action sur ceux de la seconde section, mais il décompose ceux de la première, ou du moins la potasse et la soude.

Leurs chlorures et leurs proto-sulfures donnent avec l'acide sulfurique concentré du gaz hydrochlorique ou du gaz hydro-sulfurique.

Tous ces métaux sont isomorphes.

Je ne crains pas de dire que des résumés et des rapprochemens de ce genre peuvent contribuer pour beaucoup aux progrès de la chimie. Cette science, en ce qui concerne du moins le règne inorganique, est assez avancée pour qu'on puisse y démêler de grandes vues d'ensemble et des analogies non équivoques. On l'a fait déjà pour les corps non-métalliques, mais pour les métaux on ne possède que des essais moins décisifs. Dans le troisième volume de cet ouvrage, on trouvera les métaux disposés sous ce point de vue, d'après les faits qui me sont connus et que j'ai essayé de grouper de la manière la plus générale et la plus concise.

735. Pour terminer ce qui concerne ce groupe de corps, il peut être utile d'exposer ici les idées que l'on s'est formées de la nature des métaux. Ces idées reposent sur un certain ensemble de faits, qui, pris séparément, n'offriroient aucune preuve positive; qui, pris tous ensemble, sont loin de constituer une démonstration ; mais qui conduisent toutefois à un point de vue digne d'attention. Ce point de vue, discuté plusieurs fois par M. Davy, semble avoir été celui qu'il regardait comme le plus vraisemblable.

Si, dans les métaux, on ne veut voir que des élémens, plusieurs des traits caractéristiques de ce groupe de corps restent des faits isolés qu'aucun lien commun ne réunit. Si, au contraire, l'on veut les considérer comme des corps composés, ces mêmes caractères se lient entre eux par des analogies qui paraîtront au moins singulières.

En considérant les métaux comme des corps composés, on est de suite conduit à y admettre l'existence de l'hydrogène. C'est un retour vers la théorie du phlogistique, mais avec les modifications qu'exige l'état actuel de la science.

Admettons, pour un moment, que les métaux soient en effet des composés d'un radical inconnu et d'hydrogène; nous trouverons une présomption favorable à cette supposition dans l'existence de l'hydrure ammoniacal de mercure et dans celle de l'hydrure ammoniacal de mercure et de potassium. Là, en effet, on a des composés doués au plus haut degré de l'éclat métallique et de tous les caractères des alliages. Ces composés contiennent, toutefois, un azoture d'hydrogène formé d'un volume d'azote pour quatre volumes d'hydrogène. D'où l'on a conclu que l'ammoniaque se transforme en un métal, quant aux trois volumes d'hydrogène qu'il contient, ou en ajoute un quatrième.

A la vérité, de ce que l'azote, l'hydrogène et le mercure peuvent former une matière douée de l'éclat métallique et des propriétés des alliages, il serait prématuré d'en conclure que l'azote et l'hydrogène peuvent produire un métal. Car l'acier et la fonte sont doués au plus haut degré de l'éclat métallique, bien que dans leur composition il entre plus de carbone ou de silicium, qu'on ne trouve d'azote ou d'hydrogène dans les composés qu'on vient de citer. De ce que l'hydrure ammoniacal de mercure possède les caractères métalliques, il n'en résulte donc pas que l'hydrogène et l'ammoniaque forment un métal. Le silicium et le carbone possédant aussi la faculté de produire des composés qui ont le caractère métallique, le fait relatif aux hydrures perd beaucoup de son importance.

Cependant, ce fait suffit pour montrer que si les métaux sont des corps composés, ils doivent probablement contenir de l'hydrogène.

Le poids atomique de l'hydrogène étant très-faible et son

énergie positive très-grande, on concevra facilement qu'il peut y avoir dans les divers métaux des quantités variées d'hydrogène, et que la présence de ce corps déterminera les propriétés positives du métal.

736. M. Gay-Lussac a fait, il y a long-temps, une remarque à laquelle il n'a pas donné suite, mais qui trouve ici sa place. Il a observé, et en général le fait est vrai, que parmi les métaux, ceux dont la pesanteur spécifique est la plus faible sont ceux qui absorbent le plus d'oxigène pour s'oxider; ceux, au contraire, qui ont beaucoup de densité, absorbent le moins d'oxigène. Ce qui revient à dire, que les métaux le plus denses sont ceux qui ont le poids atomique le plus fort, et que les métaux le plus légers sont ceux qni ont le poids atomique le plus faible. Cette loi n'a pas une exactitude rigoureuse; mais si on partage, sous ce point de vue, les métaux en deux grouppes, on trouve que lorsque la densité varie entre 9 et 21, le poids atomique diffère peu de 1200 ; et que si la densité varie de 9 à 1 ou au dessous, le poids atomique diffère peu de 400. C'est ce que prouve le tableau suivant.

Premier groupe.

Métaux.	Densité.	Poids atomiques.
Platine	21,0	1215,0
Or	19,2	1243,0
Tungstène	17,6	1183,0
Mercure	13,5	1265,8
Palladium	11,8	703,7
Plomb	11,3	1294,0
Argent	10,4	1350,0
Bismuth	9,8	1330,0
Urane	9,0	2711,3

Second groupe.

Métaux.	Densité.	Poids atomiques.
Cobalt	8,5	369,0
Cuivre	8,8	395,0
Cadmium	8,6	696,0
Nickel	8,0	369,7
Fer	7,7	339,2
Molybdène	7,4	596,8
Étain	7,3	735,3
Zinc	7,0	403,2
Manganèse	6,8	355,7
Antimoine	6,7	806,4
Tellure	6,1	403,2
Titane	5,3	340,0
Sodium	0,972	290,9
Potassium	0,865	487,9

Voilà un fait incontestable. Si les métaux sont des corps simples on ne peut aller plus loin ; mais s'ils contiennent de l'hydrogène le fait s'explique aisément. En effet, dans leurs combinaisons les métaux jouent toujours le rôle po-

sitif; et l'on peut en conclure que c'est leur hydrogène qui se combine réellement avec les autres corps. Dès lors, les métaux qui prennent le plus d'oxigène doivent être ceux qui contiennent le plus d'hydrogène. Comme l'hydrogène est très-léger, ces métaux doivent être les moins denses. Enfin, comme la condensation des élémens entre l'hydrogène et le radical du métal peut varier de l'un à l'autre, les densités et les poids atomiques ne suivront pas une série régulière. Tous ces résultats coïncident avec ceux que montre le tableau précédent.

Si les métaux sont formés d'un radical négatif et d'hydrogène qui jouerait le rôle positif, on conçoit que si le radical négatif était le même pour tous les métaux, il faudrait en admettre bien plus d'atomes dans le platine, par exemple, que dans le potassium. Les métaux dont le poids atomique est fort seront donc en général des métaux négatifs. Ils se combineront difficilement à l'oxigène ou au chlore, etc. Les métaux à poids d'atome faible seront, au contraire, des métaux positifs, très-avides d'oxigène, de chlore, etc.

Quand les corps non métalliques s'uniront aux métaux, en général, c'est avec l'hydrogène que se fera la combinaison. Ainsi, les oxides pourront être considérés comme des composés d'eau et du radical des métaux. C'est même ainsi qu'on a cherché à évaluer la quantité d'hydrogène que chaque métal devrait contenir. On a supposé que dans un peroxide il y a assez d'hydrogène pour convertir l'oxigène en eau. Ainsi, le potassium devrait contenir six atomes d'hydrogène, puisqu'il en peut prendre trois d'oxigène.

737. Mais c'est assez sur une question purement spéculative, que le lecteur aura soin de ne pas confondre ni avec les rêveries des alchimistes, ni avec les déclamations inintelligibles des derniers défenseurs de la théorie du phlogistique.

Newton considérait les métaux comme des corps composés. Davy allait plus loin et admettait comme très-vraisemblable l'existence de l'hydrogène dans les métaux. Ce point de vue et les conséquences qui en découlent se font apercevoir comme le guide qui le dirigeait dans la plupart de ses recherehes.

De telles autorités suffisent pour faire admettre en principe, que dans toutes les questions relatives aux propriétés des métaux, il faut tenir compte de l'hypothèse qui les considère comme des corps composés, quand ces questions ne peuvent se décider que par des analogies ou des comparaisons avec des corps qui sont composés eux-mêmes. C'est la seule application utile que je puisse indiquer des vues qui précèdent; mais elle suffit pour que j'aie dû les faire connaître.

Il serait absurde d'introduire de telles vues dans la pratique de la science; car si des suppositions de cette espèce sont utiles au chimiste pour le diriger dans ses recherches pour le guider dans les comparaisons qu'il établit entre les corps et lui montrer à quel point s'arrêtent les généralités qu'il en tire, elles n'offrent plus que confusion et ridicule toutes les fois qu'on veut en conduire trop loin les applications.

Des idées analogues ont servi de refuge aux partisans du phlogistique. Pour eux, il n'existe que deux élémens, l'oxigène et l'hydrogène. Tous les autres corps sont des composés. Tel est aujourd'hui l'état de la chimie que si l'on venait à prouver qu'il en est ainsi, on n'aurait à changer que quelques noms, et tout l'édifice expérimental resterait comme il est. Cette marche sûre, logique et sage n'a pas été comprise des partisans du phlogistique; et qnand ils ont essayé de représenter tous les faits de la science par un langage conforme à leur hypothèse, ils ont été repoussés avec un dédain que méritait cette ten-

tative peu philosophique, mais que l'hypothèse primitive ne méritait peut-être pas.

Les alchimistes admettaient aussi sans doute que les métaux étaient des corps composés. Mais sur quel fondement reposaient leurs espérances? C'est ce qu'il serait difficile de retrouver aujourd'hui, au milieu du fatras de leurs rêveries astrologiques. Au commencement, l'imposture; au milieu, l'illusion; à la fin, la misère; tel est le cercle dans lequel s'est toujours passée la vie des alchimistes. Ce serait donc une recherche bien inutile que celle qui aurait pour objet de remonter à l'origine de l'alchimie, et d'essayer de retrouver la chaîne des raisonnemens de ses adeptes.

En prenant la science comme elle est aujourd'hui, on peut dire que les métaux semblent être des corps composés, et qu'il est possible qu'ils contiennent de l'hydrogène. Le nombre des métaux qui est si grand, le poids atomique de quelques-uns d'entre eux qui est si fort, comparé à celui de l'hydrogène, sont les motifs par lesquels on peut appuyer cette opinion.

CHAPITRE II.

Alliages.

738. Les alliages sont des composés qu'il faut placer parmi les corps les plus utiles que nous possédions. Les métaux eux-mêmes jouent dans l'industrie un rôle si remarquable, qu'il est facile de comprendre que des composés qu'on peut varier à l'infini, sans leur faire perdre le caractère métallique, doivent offrir des applications très-nombreuses. Il est peu de métaux qu'on puisse affecter aux besoins des arts, et ces besoins exigent souvent des propriétés spéciales que les métaux communs ne possèdent pas. Il faut alors avoir recours à des alliages et chercher parmi eux ceux qui réalisent les caractères dont on a besoin. C'est donc en étudiant les propriétés que prennent les métaux en se combinant entre eux, que l'on peut les remplacer et en créer en quelque sorte de nouveaux dont l'utilité, dans certains cas, est comparable à celle des métaux eux-mêmes. Nous connaissons une quarantaine de métaux dont douze seulement ont un emploi réel et étendu; tandis que le nombre des alliages employé est déjà plus considérable et peut l'être encore bien davantage.

Les métaux employés sont les suivans :

Fer,	Mercure,
Cuivre,	Zinc,
Plomb,	Platine,
Étain,	Arsenic,
Argent,	Antimoine,
Or,	Bismuth.

Parmi ces métaux, le platine s'emploie toujours à l'état de pureté; le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, l'argent, l'or et le zinc sont employés, dans certains cas, à l'état de pureté, mais dans tous ceux qui exigent de la

dureté on est forcé de les transformer en alliages; l'arsenic, l'antimoine et le bismuth sont trop cassans et ne s'emploient jamais purs.

739. Quelques exemples éclairciront ce qui précède en montrant le parti que les arts ont su tirer des modifications que le passage à l'état d'alliages imprime aux métaux.

Supposons que nous voulions faire des caractères d'imprimerie avec les métaux : ceux que nous pourrions employer sont le fer, le cuivre, l'étain et le plomb; les deux premiers sont trop durs et creveraient le papier; les deux autres sont trop mous et s'écraseraient sous l'effort de la presse. Pour éviter ces inconvéniens, il faudrait ramollir les uns et durcir les autres : c'est à quoi l'on parvient en faisant un alliage de 20 parties d'antimoine et de 80 de plomb; on forme ainsi un alliage ou relativement aux arts un nouveau métal plus dur que le plomb, et qui remplit toutes les conditions.

Non-seulement on change les propriétés des métaux en les alliant, mais même en variant les proportions de l'alliage. En effet, en combinant 90 parties de cuivre à 10 parties d'étain, on a un alliage d'une densité plus grande que la moyenne des métaux qui le constituent, plus ténace, plus dur et plus fusible que le cuivre; légèrement malléable, lorsqu'il est refroidi lentement, très-malléable, au contraire, lorsqu'après l'avoir chauffé au rouge, on le plonge dans l'eau froide. C'est avec cet alliage qu'on fait les bouches à feu, les médailles et les statues de bronze. Si on allie 80 parties de cuivre à 20 parties d'étain, le composé qui en résultera sera remarquable par la propriété qu'il a d'être très-sonore : c'est le métal des cloches. En variant fort peu cette dernière proportion, on obtient un alliage avec lequel on fait les *tam-tam*, les cymbales, les timbres des horloges. Si l'on unit 60 parties de cuivre à 30 parties d'étain, on aura un alliage susceptible d'un beau poli, qui est employé à faire les miroirs des télescopes.

A chaque usage conviennent des propriétés particulières; il faut créer un nouvel alliage pour les réaliser: en voici encore un exemple. Le laiton le plus estimé et le plus recherché par les tourneurs sur métaux contient 2 ou 3 centièmes de plomb; il ne convient pas pour les ouvrages au marteau; et réciproquement le laiton sans plomb se travaille bien au marteau, et mal au tour. Ainsi chaque emploi spécial se trouve mieux d'une combinaison particulière. Aussi, parmi les caractères d'une civilisation avancée, faut-il compter l'existence dans le commerce de toutes les variétés d'alliages nécessaires aux besoins des arts.

Chaque alliage donc est pour les arts un métal nouveau qui est utile ou inutile, suivant ses propriétés physiques et chimiques. Malheureusement, on ne peut pas prévoir d'après leur composition les propriétés qu'ils auront; une étude spéciale seule peut nous les faire connaître. Il nous reste prodigieusement à faire sous ce rapport; des milliers d'alliages sont possibles; à peine en connaissons-nous deux ou trois cents, et même dans ce nombre déjà si petit n'en est-il guère qu'une soixantaine qui aient été étudiés avec soin.

740. Les alliages sont-ils des mélanges, ou bien des composés en proportions définies? Plusieurs chimistes pensent qu'ils ne sont que des mélanges, et ils appuient leur opinion sur ce que les métaux se combinent en toutes proportions. Par exemple, 100 parties d'argent s'unissent avec 1, 2, 3,.... 100,... 200,... 1000, etc., parties de plomb. Nous ne pouvons pas adopter leur manière de voir: car on peut supposer que les métaux se combinent en un certain nombre de proportions déterminées, lesquelles peuvent s'unir entre elles, et donner lieu à des alliages qui semblent alors s'écarter beaucoup des lois de composition qu'on observe dans tous les autres corps. Plusieurs faits viennent à l'appui de cette hypothèse. En effet, on sait que lorsqu'un alliage est fondu, il se sépare, par le re-

pos, en deux ou plusieurs couches qui sont autant de composés différens; que, lorsqu'on chauffe fortement un alliage contenant un métal volatil, abstraction faite des amalgames, celui-ci ne se volatilise presque jamais entièrement, qu'il est retenu en partie, et que, s'il est en petite proportion, il est presque impossible de le volatiliser.

Il est démontré, par des essais qui ont été faits avec soin, que tout l'or natif provenant des sables aurifères contient en même temps de l'argent, et que l'or et l'argent se sont toujours unis en ce cas en proportions atomiques. Ainsi on a reconnu qu'un atome d'argent était uni à 4, 5, 6,.... 12 atomes d'or, mais jamais avec un nombre fractionnaire d'atomes.

On sait qu'en faisant un amalgame d'une partie d'argent et de 12 ou 15 parties de mercure, et comprimant ensuite le mélange pour le faire passer à travers une peau de chamois, cet amalgame se sépare en deux parties, dont l'une, renfermant une très-petite proportion d'argent et beaucoup de mercure, passe à travers la peau, et l'autre, formée d'une partie d'argent et de 8 de mercure, est un composé à proportions définies, qui cristallise facilement, et reste dans le nouet. Une séparation analogue se reproduit lors de l'étamage des glaces; car, en chargeant celles-ci de poids, on force, par la compression, l'amalgame d'étain le plus liquide de s'échapper, tandis qu'il en reste un qui est formé de mercure et d'étain en proportions définies, qui cristallise facilement, et qui adhère fortement au verre.

Enfin, nous allons citer pour dernier exemple un alliage qui se sépare d'une manière bien prononcée en deux composés atomiques; c'est l'opération de la liquation qui nous le fournira. On sait que, pour extraire l'argent du cuivre, on commence par allier une certaine quantité de plomb à cet alliage, de manière que le plomb et le cuivre soient atome à atome dans le composé. Lorsqu'on vient à chauffer l'alliage, à un certain degré de chaleur,

il se sépare en deux composés, dont l'un, beaucoup plus fusible, contient 12 atomes de plomb et 1 atome de cuivre; et l'autre, moins fusible, renferme au contraire 12 atomes de cuivre et 1 atome de plomb. Celui-ci entraîne les douze treizièmes de l'argent que l'on peut en retirer par la coupellation.

Ce phénomène remarquable nous explique très-bien ce qu'il en est de tous les alliages en proportions quelconques. Il est clair que lorsqu'on mêle deux métaux en fusion, et qu'on abandonne la masse au refroidissement, ceux-ci produisent un certain nombre de composés à proportions définies qui cristallisent successivement dans l'ordre de leur moindre fusibilité. S'ils sont tous solides à la température ordinaire, la masse finira par offrir un aspect homogène; mais, par une chaleur convenable, on pourra remettre en fusion les composés les plus fusibles sans toucher à ceux qui le sont le moins. Ainsi, le phénomène de la liquation dépend du mode de partage qui s'était établi par le refroidissement.

N'est-il pas évident, d'après tous ces exemples de séparation d'alliages en proportions déterminées, qu'ils doivent tous être véritablement composés dans des rapports atomiques simples, et que si on peut en apparence les former en toutes proportions, c'est que les alliages sont généralement solubles les uns dans les autres, ainsi que dans les métaux eux-mêmes?

741. *Propriétés.* Les alliages ont les plus grands rapports avec les métaux. Ils sont solides, excepté les amalgames dans lesquels le mercure est prédominant, et l'alliage formé de 3 parties de sodium et de 1 partie de potassium, qui est liquide à zéro. Tous sont brillans, doués de l'éclat métallique, opaques, et ont une couleur qui leur est propre; ils sont très-bons conducteurs de l'électricité et du calorique.

La densité des alliages est tantôt plus grande, tantôt plus petite que celle qu'on aurait par le calcul en partant

de la quantité et de la densité des métaux qui les constituent.

Alliages dont la densité est plus grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent.	Alliages dont la densité est moins grande que la densité moyenne des métaux qui les constituent.
Or et zinc,	Or et argent,
Or et étain,	Or et fer,
Or et bismuth,	Or et plomb,
Or et antimoine,	Or et cuivre,
Or et cobalt,	Or et iridium,
Argent et zinc,	Or et nickel,
Argent et plomb,	Argent et cuivre,
Argent et étain,	Cuivre et plomb,
Argent et bismuth,	Fer et bismuth,
Argent et antimoine,	Fer et antimoine,
Cuivre et zinc,	Fer et plomb,
Cuivre et étain,	Étain et plomb,
Cuivre et palladium,	Étain et palladium,
Cuivre et bismuth,	Étain et antimoine,
Cuivre et antimoine,	Nickel et arsenic,
Plomb et bismuth,	Zinc et antimoine.
Plomb et antimoine,	
Platine et molybdène,	
Palladium et bismuth.	

On ne peut rien dire de général sur la dilatation et la capacité pour la chaleur des divers alliages; on sait qu'ils sont moins bons conducteurs de l'électricité et du calorique, que les métaux dont ils sont formés; on sait aussi qu'ils possèdent la propriété de s'électriser par le contact comme les métaux.

742. On tire parti de la facilité avec laquelle beaucoup d'alliages se laissent pulvériser pour augmenter la puissance des machines électriques ordinaires. Mais ici le rôle des alliages qu'on emploie n'a aucun rapport avec leur faculté de s'électriser par le simple contact; les alliages qui réussissent le mieux étant ceux qui contiennent des métaux très-oxidables, il est vraisemblable que c'est aux phéno-

mènes électriques qui accompagnet leur oxidation, qu'il faut attribuer leurs bons effets.

Ce sont surtout les amalgames qui possèdent la propriété d'électriser le verre par le frottement à un très-haut degré. L'amalgame d'étain et l'amalgame de zinc sont ceux que l'on emploie de préférence. Pour former le premier, on allie parties égales de mercure et d'étain, et l'on broie ensemble 6 parties de cet amalgame encore chaud, et une partie de craie un peu chaude aussi; la poudre obtenue doit être conservée dans des flacons bien secs; on en frotte les coussins de la machine électrique. On réussit mieux quand on substitue le zinc à l'étain dans cet amalgame; on prend alors une partie de zinc, et 5 parties de mercure.

Mais le meilleur alliage électrique résulte de l'amalgamation de ces deux métaux réunis; on prend alors 2 parties de mercure, une partie de zinc et une partie d'étain; on fond ensemble l'étain et le zinc, et, avant que ces métaux ne se figent, on y ajoute le mercure par portions; on pulvérise l'alliage encore chaud, jusqu'à ce qu'il soit réduit en une poussière très-fine et noire; pour s'en servir, on suiffe un peu les coussins de la machine électrique, et on les saupoudre bien également de cet amalgame pulvérisé.

743. Les alliages sont, en général, moins ductiles, plus durs, plus aigres que le plus ductile des métaux qui en fait partie.

Les alliages qui résultent de la combinaison des métaux ductiles entre eux, sont cassans ou ductiles. Lorsqu'ils sont formés à proportions presque égales, il y en a tout autant de ductiles que de cassans; mais, lorsque l'un des métaux est très-prédominant, ils sont le plus souvent ductiles. En combinant des métaux ductiles avec des métaux cassans, on obtient des alliages cassans, si le métal cassant prédomine, ou même s'il est en proportion à peu près égale à celle du métal ductile. Les alliages formés de métaux ductiles et cassans sont tous ductiles, à quelques

exceptions près, lorsque le métal ductile est très-prédominant. Tous les alliages formés de métaux cassans le sont eux-mêmes sans aucune exception.

Quelques alliages sont sonores à un très-haut degré.

Pour rendre ces résultats sensibles, il nous suffira de présenter ici trois séries qui ont d'ailleurs l'avantage de se rattacher à des alliages très-importans : *le bronze* et *le laiton*. On a essayé d'unir le cuivre et le zinc, le cuivre et l'étain; enfin le cuivre, le zinc et l'étain en diverses proportions, et les tableaux suivans offrent les résultats obtenus.

Cuivre et zinc.

A diverses proportions, ces alliages constituent le *laiton*, le *similor*, le *tombac*, et divers alliages dont les noms varient avec les caprices de la mode. Voici les résultats obtenus par Margraff.

	Cuivre.	Zinc.	
N° 1	100	100	La moitié du zinc se brûle ou se volatilise pendant la fusion des métaux. L'alliage obtenu se laisse difficilement entamer à la lime et se brise sous le marteau. Sa cassure est grenue, sa couleur jaune.
N° 2	100	50	Il se brûle ou se volatilise un peu de zinc, mais peu. L'alliage ressemble au précédent.
N° 3	100	33	Il se brûle moins de zinc que dans le n° 2. La lime entame l'alliage. Il est un peu malléable, sa cassure est grenue, sa couleur jaune.
N° 4	100	25	Il se brûle moins de zinc que dans le n° 3. L'alliage est jaune, se laisse entamer à la lime, s'étend sous le marteau; sa cassure est unie.
N° 5	100	20	Il se brûle encore moins de zinc. L'alliage est tendre, malléable, à cassure luisante et d'un beau jaune.

	Cuivre.	Zinc.	
N° 6 —	100 —	16 —	Il ne se perd presque pas de zinc. L'alliage est d'un jaune plus beau que le n° 5. Il est tendre et malléable.
N° 7 —	100 —	14 —	L'alliage est d'un jaune brillant, tendre et malléable.
N° 8 —	100 —	12 —	L'alliage est de couleur d'or, d'un grain plus fin que les précédens, tendre et malléable.
N° 9 —	100 —	8 ou 9 —	Alliage de couleur d'or très-belle, très-facile à limer, très-malléable, d'un grain très-fin.

Il paraît d'après ces expériences, que la plus grande proportion de zinc qui puisse rester unie au cuivre à une chaleur rouge, est à peu près (n° 1 et 2) celle qui résulte de 2 atomes de cuivre pour un atome de zinc. L'alliage ne devient malléable (n° 4) que lorsqu'on unit au moins 4 atomes de cuivre à un atome de zinc. Enfin l'alliage ne prend la teinte de l'or (n° 8) que lorsque le cuivre s'y trouve dans le rapport de 8 atomes de cuivre pour 1 atome de zinc.

Cuivre et étain.

A diverses proportions ces alliages constituent le métal des miroirs de télescopes, celui des cloches, des tamtams, le bronze des canons, etc. Voici, d'après Margraff, les résultats donnés par diverses proportions.

	Cuivre.	Étain.	
N° 1 —	100 —	100 —	Il s'oxide un peu d'étain pendant la fonte. L'alliage est cassant, blanc-grisâtre. La lime l'entame.
N° 2 —	100 —	50 —	Il s'oxide un peu d'étain. L'alliage est cassant, blanc, à cassure unie ; c'est *le métal des miroirs de télescopes.*
N° 3 —	100 —	33 —	L'étain s'oxide peu. L'alliage est blanc, cassant, à cassure unie ; la lime l'attaque.

	Cuivre.	Étain.	
N° 4	100	25	La cassure est grenue ; la couleur blanc-jaunâtre ; l'alliage est cassant, mais se laisse limer. C'est le *métal des cloches et des tamtams.*
N° 5	100	20	L'alliage est cassant, à cassure grenue. La lime l'entame ; la couleur est jaune.
N° 6	100	16	Un peu malléable. Cassure grenue. Couleur jaunâtre. Se laisse attaquer par la lime.
N° 7	100	14	Plus facile à limer que le n° 6, plus malléable, de couleur plus jaune et à cassure plus grenue.
N° 8	100	12,5	Dur, mais un peu malléable ; de couleur jaune-rougeâtre ; à cassure d'un grain plus fin que le n° 7.
N° 9	100	11	L'alliage est sonore, à cassure grenue ; rougeâtre. La lime l'entame. C'est le *métal des canons.*
N° 10	100	10	Comme le n° 9.
N° 11	100	9	Comme le n° 9 ; plus rouge, plus facile à limer ; d'un grain plus fin.
N° 12	100	8	Rouge jaunâtre, à grain fin, un peu malléable, se laisse limer. C'est à peu près *le bronze des médailles et des monnaies.*

Pour que l'étain ne s'oxide pas fortement, il faut que l'alliage contienne 2 atomes de cuivre pour un atome d'étain (n° 1). L'alliage le plus sonore résulte de 8 atomes de cuivre pour un atome d'étain (n° 4) ; enfin l'alliage ne devient décidément jaune, que lorsqu'on unit 12 atomes de cuivre à 1 atome d'étain (n° 6).

Cuivre, zinc et étain.

Les alliages qu'on obtient avec ces trois métaux sont souvent versés dans le commerce, et y sont confondus tan-

tôt avec le laiton, tantôt avec le bronze, suivant qu'ils se rapprochent plus ou moins de l'un de ces deux alliages. Voici sur ces composés, le résultat des expériences de Margraff.

	Cuivre.	Zinc.	Étain.	
No 1	100	100	100	Perd beaucoup de zinc à la fonte. L'alliage est très-blanc, se laisse limer, mais est très-cassant, à cassure grossière.
No 2	100	50	50	Perd encore beaucoup de zinc à la fonte. L'alliage est cassant, se laisse limer; il est blanc, à cassure d'un grain plus fin que le no 1.
No 3	100	25	50	Blanc légèrement jaunâtre. Dur, à grain peu uni; se laisse limer, mais n'est pas malléable.
No 4	100	25	25	Perd peu de chose à la fonte; cassant, grenu, jaunâtre, se laisse limer.
No 5	100	20	20	Cassure grenue; dur, cassant, jaunâtre, se laisse limer.
No 6	100	16	16	Cassure très-unie, dur, cassant, jaunâtre, encore difficile à limer.
No 7	100	14	14	Un peu malléable, se laisse mieux limer, jaune.
No 8	100	12,5	12,5	Cassure très-unie, plus malléable et plus facile à limer que le no 7. Jaune, mais encore très-dur.
No 9	100	11	11	Mêmes propriétés; plus malléable et plus jaune.
No 10	100	10	10	A grain fin, d'un très-beau jaune, malléable.
No 11	100	8	8	Plus fin, plus jaune, plus malléable et plus facile à limer.
No 12	100	7	7	Très-fin, malléable, facile à limer, de couleur d'or.

	Cuivre.	Zinc.	Étain.	
N° 13 —	100 —	6 —	6 —	Belle couleur d'or ; cède bien à la lime et au marteau.

Ces alliages qui se préparent très-facilement en ajoutant de l'étain au laiton, paraissent de nature à offrir des ressources précieuses à l'industrie, quand ils auront été soumis à un examen attentif.

744. Lorsqu'on expose un alliage à l'action de la chaleur, il s'échauffe, se dilate et entre en fusion. On remarque que ce point de fusion est, en général, plus bas pour l'alliage que celui du métal le moins fusible qui entre dans sa composition. Quand les métaux, dont l'alliage est formé, sont à peu près fusibles au même degré, celui-ci est fusible à un degré inférieur au point de fusion du plus fusible des métaux. Un alliage très-remarquable par sa fusibilité est l'alliage de D'Arcet, formé de 8 parties de bismuth, de 5 de plomb et de 3 d'étain; l'eau bouillante le fait fondre; il se fond même dans celle qui n'est qu'à 90° ou à 95°.

Les premières observations relatives à la fusibilité remarquable de certains alliages, sont dues à Newton. Ce grand homme avait remarqué qu'un alliage de 5 parties de bismuth, 3 parties d'étain et 2 parties de plomb, se solidifiait à peu près vers 100 degrés. Musschenbroeck, Margraff, Rose et D'Arcet se sont occupés de cet alliage, qui a conservé en France le nom d'alliage de D'Arcet, et en Allemagne, celui d'alliage de Rose. Lorsqu'on unit ces trois métaux, dans quelques proportions que ce soit, on obtient des alliages qui entrent tous en fusion à une température plus basse que le plus fusible d'entre eux; on peut en juger par la table suivante, tirée des expériences de M. D'Arcet.

	Bismuth.	Plomb.	Étain.	
N° 1 —	7 —	2 —	4 —	Se ramollit à 100°, mais ne fond pas; se laisse pétrir.
N° 2 —	8 —	2 —	6 —	Se ramollit à 100°; mais il s'oxide aisément. Il y a trop d'étain.

	Bismuth.	Plomb.	Étain.	
N° 3	8	2	4	Se ramollit à 100°, prend même la consistance du beurre.
N° 4	16	4	7	Se ramollit plus que le n° 3.
N° 5	9	2	4	Se ramollit moins que le n° 4.
N° 5	16	5	7	Devient presque liquide à 100°.
N° 7	8	3	4	Devient liquide à 100°; mais coule mal et fait la queue.
N° 8	8	4	4	Très-liquide à 100°.
N° 9	16	9	7	Même fusibilité que le n° 8.
N° 10	8	5	3	Fond à 94° c.
N° 11	8	6	2	Presque aussi fusible que le n° 10.
N° 12	8	7	1	Se ramollit à 100°, mais ne se fond pas.
N° 13	16	15	1	Ne fond pas à 100°; ne se ramollit même pas.
N° 14	1	1	0	N'est pas altéré à 100°, mais fond à 165° c.
N° 15	1	0	1	N'est pas altéré à 100°, mais fond à 150° c.

Il est donc facile par des alliages convenables, faits entre ces trois métaux, unis deux à deux ou trois à trois, d'obtenir des termes de fusion très-variés, et plus ou moins élevés. C'est sur cette propriété qu'est basé leur emploi dans la fabrication des rondelles de sûreté, qu'on adapte en France aux chaudières à vapeur.

Si on abandonne à lui-même un alliage après qu'il a été fondu, il se solidifie et cristallise confusément; souvent il se sépare en différentes couches dont la densité n'est pas la même.

745. En exposant un alliage qui contient un métal volatil à une chaleur supérieure à celle qui est nécessaire pour le fondre, il arrive parfois qu'il est décomposé entièrement; mais le plus souvent il ne l'est pas complètement. Une partie du métal volatil se dégage, il est vrai, mais il en reste encore une partie dans l'alliage. C'est qu'alors, comme les métaux alliés peuvent former des combinaisons en plusieurs

proportions, une certaine quantité du métal volatil se dégage jusqu'à ce que le composé soit devenu stable. Quand les alliages contiennent des métaux doués de propriétés électriques très-éloignées, il arrive toujours une époque où le métal volatil est retenu par une affinité trop énergique pour que la séparation puisse avoir lieu.

Les alliages qui contiennent du mercure se décomposent complétement, soit à cause de la faible énergie chimique du mercure, soit à cause de la grande volatilité de ce métal ; ils ne se décomposent, au contraire, presque jamais complètement dans le cas où ils contiennent du potassium, du tellure, du cadmium et surtout du zinc, parce que ces métaux sont moins volatils que le mercure, et que leurs affinités sont plus fortes. Pour que la décomposition soit sensible, il faut que l'alliage contienne une assez grande quantité de ces métaux. Ainsi, la décomposition est d'autant plus prompte que le métal fixe réagit moins sur le métal volatil, que celui-ci est doué d'une plus grande volatilité, et que la température est plus élevée.

Quand on étudie plus attentivement cette classe de phénomènes, on ne tarde pas à s'apercevoir que les limites auxquelles s'arrête l'action du feu sont toujours déterminées par des combinaisons en proportions fixes. Ce fait est surtout facile à vérifier dans les alliages de zinc et d'antimoine. Il est d'ailleurs assez net pour ceux-ci, pour qu'il soit permis de le généraliser.

746. *Propriétés chimiques.* Dans la plupart des cas, les alliages se comportent comme le feraient les métaux séparés. Quelquefois néanmoins la combinaison est assez intime pour qu'on observe une résistance bien plus grande à l'action des divers réactifs.

L'action de l'air est, en général, moindre sur les alliages que sur les métaux pris séparément. Il y a cependant quelques exceptions : ainsi, la soudure des plombiers, qui résulte de l'alliage de 2 parties de plomb et de 1 par-

tie d'étain, brûle comme un pyrophore au degré de la chaleur rouge, et si l'alliage était dans le rapport de 3 parties de plomb et de 1 d'étain, il serait encore plus combustible, et au degré de la chaleur rouge-brun il brûlerait avec lumière. On attribue cet effet à la combinaison qui se forme entre les deux oxides. Il est hors de doute qu'elle contribue pour beaucoup au phénomène, mais il est probable aussi qu'une partie de l'effet doit être attribuée à l'état électrique des deux métaux en contact. La chaleur à laquelle on soumet l'alliage exalte cet état électrique et le métal le plus positif s'oxide. Mais alors l'oxide devient négatif à l'égard de l'autre métal et détermine à son tour l'oxidation de ce dernier. Aussi, ces phénomènes d'ignition ont-ils lieu surtout dans les alliages formés par un métal acidifiable ou électronégatif et un métal très-basique ou électropositif. Les alliages de chrôme et de plomb, d'antimoine et de fer le présentent à un très-haut degré. Ce dernier fait feu au briquet ou plutôt sous le choc d'une lame, avec beaucoup d'énergie. Le premier prend feu à l'air, spontanément quelquefois et toujours à l'aide d'une très-légère chaleur. Ce genre de phénomène s'offre, on le conçoit aisément, à un bien plus haut degré dans les alliages de potassium et des métaux acidifiables. Aussi un alliage de potassium et d'antimoine fait-il en quelque sorte explosion à l'air tant sa combustion y est rapide, pourvu que l'alliage soit très divisé.

747. Lorsqu'un alliage est formé d'un métal qui est capable d'absorber le gaz oxigène et d'un autre qui n'est pas oxidable, on peut convertir le premier en oxide, et le second reste intact. C'est cette propriété dont on profite pour séparer l'argent du plomb. Si l'alliage est formé de deux métaux capables d'absorber l'un et l'autre le gaz oxigène, ils sont alors convertis en oxides. Toutefois, si l'un des métaux s'oxide plus facilement que l'autre, on pourra obtenir celui-ci presque pur, en suspendant l'opération à une certaine époque. C'est

ce moyen dont on se sert pour séparer le cuivre de l'étain ; procédé qui a été mis en pratique, pendant la révolution française, pour exploiter le métal des cloches.

Il ne faut pas perdre de vue, cependant, qu'à mesure que l'un des métaux alliés s'oxide, il peut faire naître un état électrique dans le métal non oxidable, au moyen duquel ce dernier devient disposé à s'oxider aussi. C'est ce qui a lieu dans le procédé ordinaire de l'essai des alliages de cuivre et d'argent par la coupellation. L'oxide de cuivre pouvant jouer le rôle d'acide à l'égard de l'oxide d'argent, détermine l'oxidation de ce métal. On peut dire aussi, et cela revient au même, que l'oxide de cuivre est négatif à l'égard de l'argent, qu'il rend celui-ci positif et par conséquent disposé à s'unir à l'oxigène. Il arrive ainsi qu'une petite quantité d'argent s'oxide en même temps que le cuivre et le plomb dans la coupelle de l'essayeur.

Cette oxidation par influence se présente souvent dans l'oxidation des alliages et trouble les résultats qu'on aurait prévus en partant des propriétés connues des métaux alliés. Il faut en dire autant de tous les phénomènes chimiques que les alliages peuvent offrir.

Les acides agissent en général sur les alliages comme sur le métal prédominant : ainsi un alliage de 2 parties d'or et d'une partie d'argent ne serait attaqué par l'acide nitrique qu'à la surface.

748. *Préparation.* Les alliages se font en chauffant les métaux que l'on veut allier, dans un creuset, jusqu'au point de leur fusion. Lorsqu'ils sont bien fondus, on brasse le bain avec soin ; sans cela, l'alliage ne serait point homogène, s'il y avait une grande différence entre la pesanteur spécifique des métaux. La partie inférieure de cet alliage contiendrait le métal le plus pesant en plus grande quantité que la partie supérieure. Suivant l'usage qu'on veut faire de l'alliage, il est coulé et moulé, soit dans une lingotière, soit dans des formes.

CHAPITRE III.

Action de l'oxigène sur les métaux. — Oxides métalliques en général.

749. Pour bien comprendre les traits principaux de l'histoire des oxides, il ne faut point perdre de vue que leurs propriétés sont essentiellement liées à trois conditions : 1° à la tendance éminemment négative de l'oxigène; 2° à la tendance plus ou moins positive du métal ; 3° aux rapports de l'oxigène et du métal avec les divers corps qu'on met en présence d'un oxide. Il en résulte, en effet, qu'un oxide est toujours négatif relativement au métal qui le produit et que pour le même métal le protoxide est négatif relativement au protoxide. Il en résulte encore, que les oxides de divers métaux comparés entre eux seront positifs ou négatifs les uns à l'égard des autres, en raison du rang électrique du métal et de la quantité d'oxigène qui s'y trouve combinée. Supposons enfin qu'un oxide soit mis en contact avec un corps simple ; si, celui-ci est positif relativement au métal de l'oxide, il s'emparera de l'oxigène et mettra ce métal à nu ; s'il est négatif, au contraire, il n'aura aucune aucune action sur l'oxide, ou bien il s'unira au métal et à l'oxigène à la fois. Tous ces cas sont faciles à prévoir, lorsqu'on est familiarisé avec l'étude des rapports électriques qui se montrent, soit entre les divers corps simples, soit entre eux et les principaux composés qu'ils peuvent produire.

Nous avons à nous occuper ici de deux études très-dis-

tinctes, savoir : l'action de l'oxigène sur les métaux dans les diverses circonstances, et l'histoire générale des oxides eux-mêmes.

750. *Action de l'oxigène ou de l'air sec.* Le rôle important que joue l'oxigène dans tous les phénomènes chimiques a conduit les observateurs à donner une attention très-particulière aux diverses circonstances de l'oxidation des métaux.

Tous les métaux ont été combinés avec l'oxigène, et la plupart d'entre eux ont fourni plusieurs oxides.

Mais tous les métaux ne peuvent pas s'unir directement avec ce gaz. L'or, le platine, l'iridium, ne se combinent jamais avec l'oxigène gazeux. L'argent lui-même est aussi dans ce cas.

Parmi les autres, il n'en est qu'un seul qui puisse absorber le gaz oxigène sec à la température ordinaire : c'est le potassium. Mais tous s'en emparent en formant des oxides, à l'aide d'une température plus ou moins élevée. En général, l'absorption de l'oxigène est accompagnée d'une production considérable de chaleur qui se manifeste par une incandescence plus ou moins vive. Pour que ce phénomène se manifeste, il faut nécessairement que l'action soit rapide, ce qui ne peut avoir lieu qu'autant qu'on réunit les conditions suivantes.

Le métal et l'oxide étant peu fusibles, il faut que le métal soit très-divisé. Tel est le cas de l'aluminium, du cuivre, du manganèse, etc. Le cuivre par exemple, qui, chauffé à l'état de plaque ou de fil, s'oxide sans donner naissance à aucun phénomène apparent, devient subitement incandescent dans l'oxigène ou dans l'air, lorsqu'il est très-divisé et qu'on élève assez la température pour que l'oxidation soit déterminée.

Le métal étant peu fusible et en fil ou en lame, il faut que l'oxide soit très-fusible ou volatil. Tel est le cas du fer qui brûle avec tant d'énergie dans l'oxigène, parce

que la fusibilité de l'oxide qui se forme laisse toujours à nu de nouvelles portions du métal.

Enfin le métal étant très-fusible, il faut qu'il soit volatil ou que l'oxide formé le soit lui-même. C'est ainsi, que le zinc, qui est volatil, brûle, même dans l'air, avec une grande vivacité. C'est encore ainsi, que l'antimoine peut offrir des signes évidens d'incandescence quoique peu volatil par lui-même, mais comme étant capable de former un oxide volatil, qui se dégage à mesure et laisse toujours le métal à nu.

Ainsi, l'on peut dire que presque tous les métaux s'oxideront avec chaleur et lumière quand ils pourront absorber l'oxigène directement et qu'on parviendra à rendre l'action rapide sur une masse suffisante de matière.

Ce que nous venons de dire de l'oxigène pur doit se répéter également pour l'air atmosphérique lui-même. Sec, il n'agit à la température ordinaire que sur le potassium. A chaud, il agit sur tous les métaux que l'oxigène pur attaque; seulement son action est à la fois moins vive et moins énergique.

751. Il est évident que la manière d'agir de l'oxigène sur les métaux peut fournir des caractères précieux pour l'étude des composés que ces corps peuvent produire. Mais on concevra facilement d'après ce qui précède, qu'il serait impossible d'établir un ordre convenable parmi les métaux en déterminant, même avec le plus grand soin, la température à laquelle s'opère leur oxidation. Celle ci varierait tellement, d'après l'état d'aggrégation du métal, que l'on n'en saurait rien conclure. Cependant cette classification est possible, et elle doit être faite avant d'aller plus loin, car elle abrégera beaucoup les discussions auxquelles nous allons nous livrer.

La tendance des métaux à s'unir à l'oxigène peut se mesurer par trois méthodes : 1° par la manière dont ils se comportent relativement à l'oxigène gazeux. Les métaux

très-positifs peuvent s'unir à lui et se transformer en oxides ; les métaux très-négatifs au contraire ne sauraient l'absorber, et l'on est obligé de leur offrir de l'oxigène déjà condensé pour les faire passer à l'état d'oxides. 2° Par la facilité plus ou moins grande qu'on éprouve à ramener ces oxides à l'état métallique. En effet, soumis à l'action de la chaleur, les uns retiennent leur oxigène d'une manière invincible, les autres l'abandonnent à des températures plus ou moins élevées. 3° Enfin, par l'action des métaux sur un oxide déterminé. On a choisi l'eau de préférence, et on a vu que certains métaux s'emparaient de son oxigène et mettaient son hydrogène en liberté, tandis que les autres n'exerçaient point d'action sur elle. En combinant ces trois caractères on forme les sections suivantes, que nous empruntons à M. Thénard, avec de légers changemens.

Nous mettrons dans la première section ceux qui ont la propriété d'absorber l'oxigène, même à la température la plus élevée, et de décomposer subitement l'eau à la température ordinaire, en s'emparant de son oxigène et en dégageant son hydrogène avec une vive effervescence. Six sont dans ce cas : le *Calcium*, le *Strontium*, le *Barium*, le *Lithium*, le *Sodium* et le *Potassium*.

Dans la deuxième section nous placerons ceux qui, tout en ayant la faculté d'absorber l'oxigène à la température la plus élevée et de décomposer l'eau, ne sont pourtant capables de produire ce dernier effet qu'autant que le liquide est chauffé à l'ébullition ou même au-dessus, mais sans qu'il soit nécessaire d'aller jusqu'au rouge ; ils sont au nombre de cinq, savoir : le *Magnésium*, le *Glucinium*, l'*Yttrium*, l'*Aluminium*, le *Zirconium*.

Nous composerons la troisième section des métaux qui ont la propriété d'absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, comme ceux des deux premières sections, mais qui ne peuvent décomposer l'eau, qu'à l'aide de

la chaleur rouge. Cette section comprend sept métaux : le *Manganèse*, le *Fer*, l'*Étain*, le *Cobalt*, le *Nickel* et le *Cadmium*; peut-être que les trois derniers ne devraient pas en faire partie; car si nous les plaçons ici, ce n'est pas d'après une expérience directe et par conséquent démonstrative; c'est seulement parce que, comme le manganèse, le zinc, le fer, ils sont solubles dans l'acide hydrochlorique liquide, dans l'acide sulfurique faible, et même dans l'acide acétique, avec dégagement de gaz hydrogène, phénomène qui tend à prouver que leur affinité pour l'oxigène est grande, et qui n'appartient d'ailleurs, suivant toute apparence, qu'aux métaux capables d'opérer la décomposition de l'eau.

Nous formerons la quatrième section des métaux qui, comme les précédens encore, peuvent absorber le gaz oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud. Cette section est la plus nombreuse; elle renferme douze métaux, savoir :

Le *Molybdène*, le *Chrome*, le *Tungstène*, le *Colombium*, l'*Antimoine*, l'*Urane*, le *Cérium*, le *Titane*, le *Bismuth*, le *Cuivre*, le *Tellure*, et le *Plomb*.

La cinquième section comprendra les métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène qu'à un certain degré de chaleur, et qui ne peuvent point opérer la décomposition de l'eau. Leurs oxides se réduisent nécessairement à une température élevée : le *Mercure*, l'*Osmium* composent cette section.

Enfin la sixième section sera formée des métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène et décomposer l'eau à aucune température, et dont les oxides se réduisent au-dessous de la chaleur rouge. Ces métaux sont au nombre de six, savoir : l'*Argent*, le *Palladium*, le *Rhodium*, le *Platine*, l'*Or* et l'*Iridium*.

752. Les phénomènes que l'oxigène nous présente dans ses rapports purs et simples avec les métaux, ne comportent

guère d'autres détails que ceux que nous venons de donner. Il n'en est pas de même des phénomènes nouveaux auxquels l'intervention d'un troisième corps donne naissance. Nous trouvons ici une occasion de montrer avec quel avantage la théorie électro-chimique embrasse et groupe les faits les plus variés, et nous devons nous empresser de la saisir.

Nous allons donc étudier avec le plus grand soin l'action de l'oxigène sur les métaux : 1° sous l'influence des corps neutres ; 2° sous l'influence des corps acides ; 3° sous l'influence des corps basiques. Cette étude, tout en nous mettant dans le cas d'examiner beaucoup de faits généraux d'un haut intérêt, nous servira en outre de type pour des cas analogues qu'il deviendra presque inutile ensuite d'examiner en détail.

753. *Action de l'oxigène sous l'influence de l'eau.* L'action de l'oxigène sur les métaux sous l'influence des corps neutres est encore peu connue. Parmi ces corps, un seul a été réellement étudié sous ce point de vue, c'est l'eau. Aussi l'article qui suit lui est-il spécialement consacré. Nous nous bornerons donc à dire, en thèse générale, qu'un corps réellement neutre devrait favoriser peu ou point l'action de l'oxigène sur les métaux ; mais pour peu que ce corps ait une tendance positive ou négative, il la rendra plus prompte et plus énergique, soit en rendant l'oxigène plus négatif, soit en rendant le métal plus positif. L'eau va nous servir ici d'exemple pour développer cette pensée.

Si la plupart des métaux qui peuvent se combiner directement avec l'oxigène ont besoin d'une certaine élévation de température pour agir sur ce gaz quand il est sec, il n'en est pas de même quand il est humide. Ce n'est plus alors le potassium seul qui s'oxide, ce sont tous les métaux appartenant aux quatre premières sections.

L'influence de l'eau relativement au sodium et aux

métaux qui peuvent décomposer l'eau à froid, peut être attribuée à ce que ces métaux décomposent la vapeur d'eau contenue dans l'air, s'échauffent en agissant sur elle, et deviennent ainsi capables d'absorber ensuite directement l'oxigène de l'air lui-même ; mais cette explication ne peut convenir qu'à ces métaux, et relativement aux autres, il devient nécessaire d'avoir recours à une autre théorie. Comme le phénomène qui nous occupe va nous offrir des développemens remarquables, il convient de porter quelque soin dans cette discussion.

Nous avons dit que le potassium seul s'emparait du gaz oxigène sec, à la température ordinaire; nous savons d'un autre côté que le potassium et le sodium sont les seuls métaux qui décomposent l'eau à froid, d'où nous devons conclure que le fer sera sans action, à de basses températures, sur l'oxigène sec et sur l'eau pure. Il en est véritablement ainsi. Le fer conserve dans le gaz oxigène sec son brillant métallique d'une manière indéfinie. D'un autre côté, dans les fabriques de fer blanc, où l'on a besoin de décaper le fer en feuilles avant de l'étamer, on trouve que le moyen le plus sûr de préserver de la rouille les surfaces polies, consiste à plonger dans de l'eau privée d'air toutes les feuilles de tôle, à mesure qu'elles ont reçu le poli. Une fois immergées, elles peuvent rester long-temps dans l'eau sans éprouver d'altération. Cependant personne n'ignore que le fer se couvre promptement de rouille quand il est exposé à l'air humide.

Ainsi, tandis que l'oxigène et l'eau, pris séparément, sont sans action sur le fer à froid, ils en ont au contraire une très-énergique sur ce métal quand ils sont réunis. Nous confondons ici l'oxigène et l'air atmosphérique dans une même étude, parce que l'expérience montre que l'azote de l'air n'influe dans ces phénomènes que d'une manière accidentelle, et que l'air sec ou humide se comporte d'ailleurs comme l'oxigène à ces deux états.

754. Il n'est pas difficile de concevoir comment se passe l'action de l'oxigène ou de l'air humide. Bien que des expériences précises fussent encore nécessaires pour lever tous les doutes, néanmoins on peut admettre, sans craindre de tomber dans une erreur grave, que les choses se passent à peu près comme nous allons l'exposer.

L'eau peut dissoudre de l'oxigène; par conséquent ce gaz est condensé par l'eau et devient ainsi plus propre à contracter des combinaisons. Ainsi quand une goutte d'eau vient à tomber sur une lame de fer placée dans l'air, cette eau se sature d'oxigène, et présente celui-ci déjà condensé au métal. Il est possible en outre que l'oxigène, l'eau et le métal se constituent dans un état électrique par leur contact réciproque. Alors l'eau, devenant plus négative par le contact du fer, repousse l'oxigène, et le fer, devenu plus positif par le contact de l'eau, l'attire au contraire avec plus de force que dans son état naturel. En raison du concours de ces diverses circonstances, l'oxidation commence, une tache de rouille se manifeste, et dès lors les phénomènes deviennent tout-à-fait différens par leur activité.

Nous avons établi en effet qu'un oxide est toujours négatif à l'égard du métal qu'il renferme. Par conséquent, la petite portion d'oxide et le fer restant, produisent un élément galvanique, et l'expérience montre que cet élément est bien plus énergique que celui qui résulte du contact de l'eau et du métal. La présence de l'oxide rend donc le métal plus positif encore; celui-ci attire l'oxigène avec plus de force, et l'oxidation devient ainsi plus rapide. Cette nouvelle action est si puissante même, que l'eau peut être décomposée. Quand on fait une pâte avec de l'eau aérée et de la limaille de fer, il arrive une époque où la décomposition de l'eau s'effectue à froid avec une rapidité telle, qu'on recueille des quantités d'hydrogène considérables, en peu de temps.

Ces notions permettent de concevoir pourquoi un métal que l'air et l'eau ne peuvent oxider séparément à la température ordinaire, devient néanmoins susceptible de l'être par ces deux agens réunis, et comment en outre un métal qui a commencé à s'oxider par places, se trouve par cela même exposé à une oxidation plus générale, plus prompte et plus difficile à prévenir; mais on voit que pour expliquer le fait, si simple en apparence, de l'oxidation du fer dans l'air humide, il a fallu faire intervenir un assez grand nombre de forces, et pourtant nous n'avons pas tenu compte de l'intervention de l'acide carbonique, qui joue peut-être le rôle le plus actif dans ces phénomènes compliqués, ainsi qu'on le verra plus tard.

Quoi qu'il en soit, cette analyse montre qu'on peut garantir dans de telles circonstances les métaux de l'oxidation à laquelle ils sont exposés, en leur donnant un excès d'électricité négative, permanent, et plus puissant que celui que prendraient par leur contact l'eau ou le corps quelconque qui détermine leur oxidation. On peut évidemment atteindre ce but en mettant le métal en contact avec une portion d'un autre métal qui soit positif à son égard, et qui développe en lui un excès suffisant et permanent d'électricité négative. Tel est le principe des préservateurs métalliques appliqués par M. Davy à la doublure en cuivre des vaisseaux pour les garantir de l'action corrosive et destructive des eaux de la mer. Ce principe peut avoir des applications si multipliées dans la conservation des outils ou machines métalliques employés dans les arts, qu'il nous semble indispensable d'entrer dans de grands développemens à ce sujet.

755. On avait généralement supposé que l'eau de mer avait peu ou point d'action sur le cuivre pur, et que l'altération rapide de ce métal était due à son impureté. Cependant M. Davy, en essayant l'action de l'eau de mer sur deux échantillons de cuivre analysés par M. Faraday,

trouva que l'échantillon qui paraissait entièrement pur s'était altéré beaucoup plus rapidement que l'échantillon qui contenait de l'alliage : et en poursuivant ses recherches sur des échantillons de différentes espèces de cuivre qui avaient été recueillis par l'amirauté et dont quelques-uns avaient été considérés comme remarquables par leur durée, et d'autres par leur prompte altération, il trouva qu'ils n'offraient que des différences très-peu considérables dans leur action sur l'eau de mer, et conséquemment que les changemens qu'ils avaient éprouvés avaient dû dépendre d'autres causes que de la qualité absolue du métal.

Comme l'eau de mer renferme des sels assez nombreux, les phénomènes sont plus compliqués, et pour qu'on puisse en suivre la série, il est nécessaire de décrire la nature des changemens chimiques qui arrivent par l'action réciproque des parties constituantes de l'eau de mer et du cuivre métallique. Le fait général exposé plus haut reste le même, mais il se complique de réactions ultérieures.

756. Lorsqu'on laisse un morceau de cuivre poli dans l'eau de mer, les premiers effets observés sont une ternissure jaune sur le cuivre et un nuage dans l'eau. Ces effets sont sensibles au bout de deux ou trois heures : la couleur du nuage est d'abord blanche ; elle devient graduellement verte. En moins d'un jour un précipité vert bleuâtre paraît dans le fond du vase, et va en augmentant constamment, en même temps que la surface du cuivre se corrode, paraissant rouge dans l'eau et d'un vert d'herbe lorsqu'elle est en contact avec l'air. Du carbonate de soude se forme graduellement sur cette matière d'un vert d'herbe, et ces changemens continuent jusqu'à ce que l'eau devienne beaucoup moins saline.

Le précipité vert paraît être formé principalement d'un sous-chlorure de cuivre insoluble, mêlé ou plutôt combiné avec de l'hydrate de magnésie.

Comme l'eau de mer contient du chlorure de sodium

et du chlorure de magnésium, il est évident que la soude et la magnésie ne peuvent s'être formées qu'autant qu'il y a eu absorption ou transport d'oxigène, c'est-à-dire qu'autant que l'eau a été décomposée ou que l'oxigène de l'air a été absorbé. M. Davy s'est assuré qu'il ne se dégageait pas d'hydrogène, et conséquemment que l'eau n'avait pas été décomposée : il faut donc que l'oxigène de l'air soit le principal agent; ce qui a été démontré avec évidence par plusieurs expériences.

Le cuivre ne subit aucun changement dans l'eau de mer privée d'air par l'ébullition ou par le vide, et tenue à l'abri de l'air ou dans une atmosphère de gaz hydrogène; mais il y a absorption d'oxigène lorsque le cuivre et l'eau de mer sont exposés à l'action de la chaleur dans des vaisseaux fermés.

Ainsi les phénomènes qui nous occupent se partagent en deux périodes. La première se compose de l'action déjà analysée de l'oxigène dissous dans l'eau sur le cuivre, d'où provient l'oxide de cuivre, et comme l'eau de mer contient aussi de l'acide carbonique, cet oxide passe à l'état de carbonate au moins en partie.

Ces corps étant formés, ils réagissent à leur tour sur les chlorures de sodium et de magnésium contenus dans l'eau de mer. Le carbonate de cuivre décompose le chlorure de sodium, et de là du sous-chlorure de cuivre et du carbonate de soude. L'oxide de cuivre décompose le chlorure de magnésium, et de là une nouvelle quantité de sous-chlorure de cuivre et de la magnésie qui passe à l'état d'hydrate. Le carbonate de soude reste en dissolution, l'hydrate de magnésie et le sous-chlorure de cuivre se déposent.

Ceci conçu, des phénomènes analogues se produiront sur les métaux préservateurs; mais comme les mêmes idées en fournissent l'explication, on se contentera d'en indiquer les résultats.

757. Comme le cuivre est un métal faiblement positif dans l'échelle électro-chimique, nous savons qu'il ne doit agir sur l'eau de mer que lorsqu'il est dans un état positif; il suffit de le rendre légèrement négatif, pour que l'action corrosive de l'eau de mer sur lui devienne nulle. Par ce moyen les différences entre les espèces de feuilles de cuivre et leur action électrique réciproque deviennent sans effet tant que leur surface entière est rendue négative. M. Davy pensa donc que le contact du zinc, de l'étain ou du fer, quoique incapable de créer un état électrique puissant, serait néanmoins capable de combattre avec succès l'action lente et faible de l'eau de mer sur le cuivre, eu égard à la petite différence qui doit exister entre les pouvoirs électriques du cuivre et de l'eau de mer. L'action chimique étant très-faible, elle devait être détruite par une force électrique très-faible aussi; quelques expériences sur ce sujet confirmèrent cette présomption. M. Davy se plaça d'abord dans un cas extrême; il rendit l'eau légèrement acidule par de l'acide sulfurique, et y plongea un morceau de cuivre poli auquel était soudé un morceau d'étain égal environ au vingtième de la surface du cuivre: examiné trois jours après, le cuivre se trouva parfaitement propre, tandis que l'étain avait été corrodé rapidement. On n'aperçut aucune teinte bleuâtre dans ce liquide, quoique dans une expérience comparative, où le *cuivre seul* fut plongé dans l'eau de mer, il y eut une corrosion considérable sur cette surface et une teinte bleue distincte dans le liquide.

Puisqu'une portion d'étain égale au vingtième de la surface du cuivre empêchait l'action de l'eau de mer rendue légèrement acidule par l'acide sulfurique, il était évident qu'une quantité beaucoup plus petite rendrait parfaitement nulle l'action de l'eau de mer qui ne dépend que de l'oxigène de l'air qu'elle renferme. En employant 1/200 d'étain, l'effet était parfaitement décisif. Que l'étain fût

placé au milieu, dans le haut ou dans le bas de la feuille de cuivre, les effets étaient les mêmes; mais, après une semaine ou dix jours, l'action défensive de l'étain avait été altérée par une couche de sous-chlorure d'étain qui s'était formée et qui préservait l'étain de l'action du liquide.

Avec le zinc, le fer, ou la fonte, on n'observa aucune diminution d'effet. Le zinc occasiona seulement dans l'eau de mer un nuage blanc qui s'affaissa promptement au fond du vase dans lequel on faisait l'opération. Le fer donna lieu à un précipité orange foncé; mais après quelques semaines, on ne trouva pas dans l'eau la plus petite portion de cuivre et bien loin que sa surface fût corrodée, on remarquait dans plusieurs endroits du zinc ou du fer réduit.

758. En poursuivant ces recherches, et en appliquant des feuilles de cuivre de toutes les formes et disposées entre elles de toutes les manières possibles, les résultats furent les plus satisfaisans; un morceau de zinc gros comme un pois ou la pointe d'un petit clou de fer étaient tout-à-fait suffisans pour conserver quarante ou cinquante pouces carrés de cuivre, et cela en quelque endroit qu'ils fussent placés, soit au haut, au bas ou dans le milieu de la feuille de cuivre, et soit que celle-ci fût droite, ou pliée, ou tournée en spirale. Lorsque la réunion de différentes pièces de cuivre était effectuée par des fils de métal, ou par de minces filamens d'un quarantième ou d'un cinquantième de pouce en diamètre, l'effet était le même; chaque côté, chaque petite partie de cuivre conservait son éclat, tandis que le fer ou le zinc étaient lentement corrodés.

Un morceau d'une feuille de cuivre contenant sur les deux surfaces environ soixante pouces en carré, fut coupé de telle manière que l'on en forma sept divisions jointes ensembles par les plus petits filamens qu'il fut possible d'y laisser, et une masse de zinc d'un cinquième de pouce en diamètre fut soudée à la division supérieure, et

le tout plongé dans l'eau de mer : le cuivre resta parfaitement poli. La même expérience fut faite avec le fer, et au bout d'un mois le cuivre était aussi brillant que lorsqu'il avait été mis en expérience ; tandis que des morceaux semblables de cuivre non défendus avaient éprouvé, dans la même eau de mer, une corrosion considérable, et avaient produit une grande quantité d'un dépôt vert dans le fond du vase.

Un morceau d'un clou de fer long à peu près d'un pouce, fut lié par un bout de fil de cuivre d'à peu près un pied de long, à une feuille de cuivre contenant environ quarante pouces carrés et le tout fut plongé dans l'eau de mer : on trouva, après une semaine, que le cuivre avait été défendu par le fer de la même manière qu'il l'aurait été par un contact immédiat.

Un morceau de cuivre et un morceau de zinc, soudés ensemble à une de leurs extrémités furent plongés en arc dans deux vases différens d'eau de mer, et les deux portions d'eau furent mises en communication par une petite masse d'étoupes, humectée de la même eau ; le cuivre fut préservé comme si les deux métaux eussent été dans le même vase.

759. L'océan peut être considéré relativement à la quantité de cuivre d'un vaisseau, comme un conducteur infiniment étendu. Il fallait s'assurer si cette circonstance aurait quelque influence sur les résultats ; en conséquence deux fils de cuivre très-fins, un sans défense, l'autre défendu par une particule de zinc, furent placés dans un très-grand vase d'eau de mer. D'un autre côté on fit l'expérience en grand. Des feuilles de cuivre en contact sur 1/40 ou 1/1000 de leur surface avec du zinc, du fer ou de la fonte, ont été exposées pendant plusieurs semaines au mouvement de la marée dans le port de Portsmouth, et leurs poids déterminés avant et après l'expérience. Lorsque le protecteur métallique avait une surface de 1/40 à 1/150 de celle du cuivre,

il n'y avait ni corrosion ni diminution de ce dernier métal; avec de plus petites quantités, telles que 1/200 à 1/400, le cuivre éprouvait une perte de poids qui était plus forte à mesure que le protecteur devenait plus petit; et ce qui prouve la généralité du principe sur lequel ce procédé repose, on trouva que même 1/1000 de fer fondu en surface, conservait une certaine quantité de cuivre.

Quand on compare le doublage des bâtimens, protégé par le contact du zinc, du fer et de la fonte en diverses proportions, à celui des bâtimens semblables non protégé, on voit dans le premier des surfaces brillantes, tandis que le cuivre non défendu éprouve une corrosion rapide, devient d'abord rouge, ensuite vert, et perd une partie de sa substance en écailles.

Heureusement, dans le cours de ces expériences, il a été prouvé que la fonte, substance à très-bon marché et la plus facile à trouver en tous lieux, est la plus propre à la protection du cuivre; elle dure aussi long-temps que le fer malléable ou le zinc; la plombagine qui se produit à sa surface, par l'action de l'eau de la mer, n'altère point sa première forme et n'empêche pas l'action électrique du métal qui reste.

760. M. Davy avait annoncé d'avance que, dans certains cas, il se déposerait des substances alcalines sur le cuivre négativement électrisé, et c'est effectivement ce qui arrive. Quelques feuilles de cuivre qui avaient été exposées près de quatre mois à l'action de l'eau de mer, défendues à peu près sur 1/35 à 1/80 de leur surface par du zinc ou du fer, furent couvertes d'une matière blanche, qui a été reconnue pour être principalement du carbonate de chaux, du carbonate et de l'hydrate de magnésie. La même chose s'est présentée sur le doublage de deux bateaux, dont l'un avait été protégé par une bande de zinc, et l'autre par une bande de fer ayant des surfaces égales à environ 1/35 de la surface du cuivre.

Les feuilles de ces bateaux se conservèrent parfaitement propres pendant plusieurs semaines, c'est-à-dire, aussi long-temps que la surface métallique du cuivre resta à découvert; mais quand ce métal fut revêtu de carbonate de chaux et de magnésie, des plantes et des insectes s'y rassemblèrent. Quant aux feuilles de cuivre, défendues par des surfaces de fonte et de zinc dans la proportion au-dessous de 1/150, le pouvoir électrique du cuivre étant moins négatif, plus neutralisé et presque en équilibre avec celui du dissolvant, il ne s'y forma point de dépôt de matière alcaline, et les plantes ne s'y fixèrent pas : la surface, quoiqu'elle eût éprouvé un léger degré de solution, resta parfaitement décapée; circonstance de grande importance, puisqu'elle détermine les limites de protection, et rend l'application d'une très-petite quantité de métal oxidable plus avantageuse, dans le fait, que celle d'une plus grande quantité.

La destruction de la fonte n'est pas si rapide qu'une masse de deux ou trois pouces d'épaisseur ne puisse durer plusieurs années. Au moins la consommation, dans des expériences qui ont duré pendant environ quatre mois, n'indique pas une plus grande perte. Ceci cependant, doit dépendre du rapport de la masse de la fonte à celle du cuivre, et de plusieurs autres circonstances encore indéterminées, telles que la température, la salure de l'eau de la mer, et peut-être la rapidité du mouvement du vaisseau, etc.

Il est donc évident que pour tous les métaux de la troisième et de la quatrième section, on peut les garantir de l'action de l'air dissous dans l'eau, toutes les fois qu'on les rend négatifs, en les associant à un autre métal qui soit positif à leur égard.

Nous allons retrouver des phénomènes entièrement semblables à ceux-ci en étudiant l'oxidation des métaux sous l'influence des acides, et les conséquences qu'on

en pourra tirer pour les applications ne seront ni moins curieuses ni moins utiles.

761. *Action de l'oxigène sous l'influence des acides.* Nous venons de voir comment M. Davy est parvenu à tourner au profit des arts une propriété fâcheuse en elle-même et qui semblait peu susceptible d'utiles applications. Montrons comment, de son côté, M. Bérard est parvenu, en se laissant diriger par des idées analogues, à produire au contraire une oxidation rapide, souvent nécessaire pour la préparation de quelques matières utiles à l'industrie.

Quand un métal est doué des propriétés électriques telles qu'il soit très-positif à l'égard des acides, et qu'en outre il est capable de former un oxide propre à jouer le rôle de base salifiable, il est évident que le contact de l'acide le rend plus propre à se combiner à l'oxigène, et qu'en outre l'oxide formé étant saturé et dissous à mesure par l'acide, l'action se prolongera jusqu'à ce que le métal soit entièrement employé.

La fabrication du blanc de plomb, celle du vert de gris, sont évidemment fondées sur ce principe. M. Bérard l'a appliqué avec le plus grand succès à la préparation des sulfates de cuivre et de fer, à celle de l'acétate de plomb, ainsi qu'à celle du chlorure d'étain. Il est évident que ce procédé est susceptible d'emploi, toutes les fois qu'on agit sur un métal appartenant aux cinq premières sections.

762. Le meilleur moyen de mettre ce procédé en pratique consiste à réduire le métal en petites lames minces ou en grenailles. On les entasse dans un vase de manière à laisser le plus de contact possible avec l'air. On remplit le vase de l'acide dans lequel on veut opérer la dissolution; cet acide doit être très-étendu d'eau, parce que s'il était concentré, l'eau qu'il contiendrait serait, à cause de son union avec l'acide, moins susceptible de se combiner avec l'air. On retire bientôt cet acide, et on laisse le métal mouillé en contact avec l'air; alors la combinaison avec

l'oxigène s'opère, dans la plupart des cas, avec tant de force, qu'il y a une augmentation de chaleur assez grande pour produire l'évaporation du liquide qui recouvre le métal. La présence de l'acide, dans ce cas, augmente la tendance du métal à se combiner avec l'oxigène de l'air dissous par l'eau, parce qu'un des effets de son contact avec le métal est de rendre celui-ci plus positif.

Quand on a laissé ainsi en contact avec l'air, pendant dix ou douze heures, le métal mouillé d'acide affaibli, on le recouvre de nouveau de l'acide soutiré d'abord; celui-ci trouvant l'oxide formé à l'état d'hydrate, le dissout avec la plus grande facilité. En retirant l'acide encore, après quelques heures, le métal reste exposé à l'air et le même phénomène décrit se renouvelle. On peut ainsi, en répétant les mêmes opérations, parvenir, dans très-peu de jours, à saturer entièrement l'acide.

763. *Action de l'oxigène sous l'influence des bases.* De même que les métaux positifs peuvent sous l'influence des acides absorber facilement l'oxigène, de même les métaux qui ont une tendance négative peuvent absorber ce gaz sous l'influence des bases puissantes. Le premier fait s'entend de suite; le second exige quelques explications plus développées.

Nous avons déjà dit que les oxides étaient négatifs à l'égard des métaux. Tout porte à penser que cette règle est générale, et qu'en conséquence le contact d'un oxide n'aura sur un métal qu'une influence propre à le rendre plus positif qu'auparavant. Il s'agit d'expliquer pourquoi cette influence se borne à quelques métaux et généralement aux métaux négatifs.

Reprenons l'exemple qui fait l'objet de l'article précédent. Qu'on ait mis en contact de l'acide sulfurique et du cuivre, il s'établira un arrangement qu'on peut se représenter ainsi :

Cuivre O O oxigène.
O soufre.

Si l'oxigène intervient, il ira nécessairement se placer entre le cuivre et le soufre, et on aura :

Cuivre O O oxigène.
Oxigène O O soufre.

Ceci arrivera, soit que l'oxigène ajouté se combine avec le cuivre, soit que la combinaison n'ait pas lieu. Or, il est de toute évidence que pour une combinaison si près de se faire, il suffit que l'acide soit capable de s'unir à l'oxide, pour qu'elle s'effectue complètement. D'où l'on voit que la tendance basique de cet oxide exerce sur le phénomène une grande influence.

Maintenant, que l'on substitue à l'acide sulfurique de la potasse ou une base de même puissance, rien ne sera changé dans la disposition des molécules, on aura toujours :

Platine O O oxigène.
O potassium.

La place de l'oxigène est encore marquée, et s'il intervient, on aura :

Platine O O oxigène.
Oxigène O O potassium.

Mais pour déterminer la combinaison, il faut ici qu'une force nouvelle s'ajoute à celle qui a mis les molécules en place, et cette force ne peut être empruntée qu'à la tendance acide du nouveau composé que l'arrangement des molécules a rendu possible. Ainsi, dans ce cas, la formation d'un nouvel oxide n'aura lieu qu'avec les métaux acidifiables, de même que, dans le cas précédent, elle était bornée aux métaux essentiellement propres à donner naissance à de puissantes bases salifiables.

Sans parler ici des métaux des deux premières sections

qui ne pourraient être étudiés sous ce rapport qu'avec difficulté, nous dirons que tous les métaux acidifiables de la troisième et de la quatrième section, ainsi que les métaux de la sixième section, étant chauffés plus ou moins fortement au contact de l'air et de la potasse ou de la soude, s'oxident plus ou moins vite, et donnent naissance à des composés qui résultent de l'union du nouvel oxide avec la soude ou la potasse.

764. *Action de l'oxigène condensé.* Nous pourrions envisager ici d'une manière générale l'action de tous les oxides sur les métaux; mais il sera question plus loin de l'action des oxides métalliques sur ces corps, en sorte que l'examen actuel doit se borner aux oxides non métalliques. Parmi ceux-ci, il en est quelques-uns sur lesquels on n'a rien à dire, d'autres pour lesquels tout a déjà été exposé précédemment, en sorte que nous nous bornerons à étudier les effets de l'eau et ceux des principaux acides.

765. On sait déjà que l'eau est subitement décomposée à la température ordinaire par les métaux de la première section; qu'elle l'est encore, mais à la température rouge seulement, par ceux de la troisième; enfin que ceux de la seconde, incapables de décomposer ce liquide à la température ordinaire, peuvent néanmoins lui enlever l'oxigène à une température qui n'arrive pas jusqu'à la chaleur rouge.

Les métaux de la seconde et de la troisième section qui ne décomposent point l'eau à froid peuvent néanmoins, sous l'influence d'un acide puissant, lui enlever l'oxigène et mettre son hydrogène en liberté. Ils passent ainsi à l'état d'oxide, et celui-ci forme un sel en s'unissant à l'acide employé. C'est ainsi qu'on se procure le gaz hydrogène par l'action de l'eau sur le zinc, sous l'influence de l'acide sulfurique.

766. Les acides chlorique, brômique et iodique doivent

oxider la plupart des métaux connus, même ceux de la dernière section.

767. L'acide sulfurique ordinaire, mis en contact avec les métaux de la première et de la deuxième section, donne immédiatement naissance à du gaz hydrogène et à un sulfate. Il agit de même sur les métaux de la troisième, quand il est étendu d'eau; mais quand il est concentré, son action est faible à froid, et ne donne que de petites quantités d'hydrogène. Si on chauffe, l'eau et l'acide se décomposent à la fois, et on obtient beaucoup d'acide sulfureux, du gaz hydrogène et un sulfate,

Tous les autres métaux ne peuvent agir sur l'acide sulfurique qu'en le décomposant; ils sont sans action sur l'eau qu'il renferme. Mais tous ne sont pas capables d'opérer cette décomposition; il faut en excepter la plupart des métaux acidifiables de la quatrième section, c'est-à-dire le *chrôme*, le *tungstène*, le *tantale*, le *titane*, l'*urane*, le *cérium*. L'*osmium*, le *palladium*, le *rhodium*, le *platine*, l'*or* et l'*iridium* sont dans le même cas.

768. D'après cela, il est probable que l'acide sulfureux ne serait décomposé que par les métaux des trois premières sections, à moins que l'oxide et le sulfure que le métal pourrait produire en le décomposant n'eussent beaucoup de tendance à se combiner. Le gaz sulfureux, mis en contact avec le potassium et le sodium, donne un sulfate et du soufre, si ce gaz est un excès, ou bien un sulfate et un sulfure, si c'est le métal qui prédomine. Avec les autres métaux, il se produirait un oxide et un sulfure.

Quand l'acide sulfureux est dissous dans l'eau, les phénomènes sont différens, et on obtient, avec les métaux de la deuxième et de la troisième section, des hyposulfites. Ceux de la première n'agissent que sur l'eau de la dissolution. Les autres sont sans action.

769. L'acide nitrique est attaqué par tous les métaux

capables de décomposer l'acide sulfurique, et en outre par le palladium et l'urane. Il en résulte des phénomènes compliqués qui exigent une discussion attentive.

Parmi les métaux de la sixième section, l'*argent* et le *palladium* sont seuls attaqués par l'acide nitrique. Le rhodium, l'or, le platine et l'iridium sont sans action sur lui. Le *palladium* n'a qu'une action faible sur l'acide nitrique, même à chaud. Il se forme un nitrate qui produit une dissolution d'un rouge obscur, et il se dégage du deutoxide d'azote. L'*argent*, au contraire, est attaqué assez vivement, même à froid; mais l'action n'est pourtant complète et prompte qu'à l'aide d'une douce chaleur. Il se forme du nitrate d'argent incolore, et il se dégage du deutoxide d'azote.

Dans la cinquième section, l'*osmium* n'agit point sur cet acide; le *mercure* le décompose, au contraire, en produisant des phénomènes semblables à ceux qu'on observe avec l'argent. L'action a lieu à froid, mieux à chaud, et toujours avec production d'un nitrate et de deutoxide d'azote.

Dans la quatrième section se trouvent cinq métaux qui ne peuvent décomposer l'acide nitrique, savoir : le *chrôme*, le *tungstène*, le *tantale*, le *titane* et le *cérium*.

Il en est quatre qui sont peu attaqués à froid, mais qui décomposent cet acide à l'aide de la chaleur. Ceux-ci produisent vraisemblablement du deutoxide d'azote pur, comme les métaux de la cinquième et de la sixième section. Ces métaux sont : le *plomb*, qui donne naissance à un nitrate incolore; l'*urane*, qui fournit un nitrate en dissolution jaune; le *molybdène*, qui passe à l'état d'acide molybdique insoluble et d'un blanc grisâtre; et l'*arsenic*, qui se transforme successivement en acide arsenieux peu soluble et en acide arsenique très-soluble, au contraire.

Tous les autres métaux de cette section, savoir : l'*an-*

timoine, le *cobalt*, le *bismuth*, le *cuivre*, le *tellure* et le *nickel*, sont capables de décomposer l'acide nitrique à froid. L'action, lente d'abord, devient très-énergique, parce qu'à mesure qu'elle s'effectue la température s'élève beaucoup : aussi tandis qu'il se dégage seulement du deutoxide d'azote au commencement, recueille-t-on vers la fin beaucoup de protoxide d'azote. D'ailleurs l'antimoine fournit de l'acide antimonieux blanc et insoluble, tandis que tous les autres produisent des nitrates. Celui de bismuth est incolore et précipite en blanc par l'eau ; celui de tellure est sans couleur aussi, mais l'eau ne le précipite pas ; celui de cobalt est rose ; celui de cuivre est bleu, et celui de nickel vert.

Dans la troisième section, le manganèse se fait remarquer par l'action faible qu'il exerce sur l'acide nitrique. Il se dissout néanmoins et fournit du deutoxide d'azote et un nitrate. Le *zinc*, le *fer*, l'*étain* et le *cadmium* agissent, au contraire, avec une violence extraordinaire. Au moment du contact, la réaction semble souvent faible ; mais peu à peu la température s'élevant, elle devient de plus en plus vive. Le mélange prend une température très-élevée ; une grande quantité de gaz se dégage en peu d'instans, et le phénomène ne perd son intensité qu'au moment où il ne reste plus que des traces de métal ou d'acide. Si on opérait cette réaction en vaisseaux clos sur des quantités un peu fortes de métal ou d'acide, il y aurait sans doute explosion, tant le dégagement de gaz est considérable et subit.

Avec ces métaux les produits sont très-variables. L'acide décomposé se transforme d'abord en deutoxide d'azote, puis, à mesure que la température s'élève, il passe à l'état de protoxide d'azote ; celle-ci augmentant encore, il perd tout son oxigène, et l'on obtient de l'azote. Enfin l'eau de l'acide lui-même se décompose à son tour ; de là du gaz hydrogène qui se combine à l'état naissant avec l'a-

zote, forme de l'ammoniaque, et par suite du nitrate d'ammoniaque : aussi voit-on, dans les premiers instans de l'action, se dégager des vapeurs rouges très-intenses qui s'affaiblissent peu à peu, et qui font enfin place à des vapeurs incolores. Les premières proviennent du deutoxide d'azote qui agit sur l'air; les autres sont formées de protoxide d'azote ou d'azote.

D'ailleurs le *zinc* produit un nitrate incolore; le *fer* donne une dissolution brun rouge de nitrate de peroxide et un dépôt de peroxide brun rouge aussi; l'*étain* fournit seulement de l'acide stannique en poudre blanche tout-à-fait insoluble; le *cadmium* donne un nitrate sans couleur. Tous les résidus contiennent probablement du nitrate d'ammoniaque; mais on ne l'a constaté que pour l'étain et le fer.

L'action des métaux de la deuxième section doit avoir la plus grande analogie avec celle qui précède.

Quant à ceux de la première, ou du moins quant à ce qui concerne le potassium et le sodium, ils ont sur l'acide nitrique une action des plus vives. Le métal entre en ignition, s'oxide, et forme un nitrate soluble.

770. L'acide phosphorique est décomposé par le potassium et le sodium. Il peut en résulter un phosphate et un phosphure, si on met un excès d'acide. Dans le cas contraire, il produit un mélange d'oxide et de phosphure. Si l'acide est hydraté, l'eau se décompose aussi, son hydrogène se dégage, et l'on obtient une plus grande quantité d'oxide. Les phénomènes seraient les mêmes avec les métaux de la troisième section et avec quelques-uns de ceux de la quatrième.

C'est à peu près de la même manière que le potassium et le sodium agissent sur l'acide borique. Il en résulte un borate et du borure de potassium ou de sodium. Les autres métaux paraissent sans influence. L'acide silicique se comporte comme l'acide borique.

Enfin l'acide carbonique est décomposé complétement par le potassium et le sodium. Il est ramené à l'état d'oxide de carbone par les métaux de la seconde et de la troisième section et par quelques métaux de la quatrième. Tous les autres sont sans action sur lui.

771. On emploie enfin souvent les sels comme agens d'oxidation. Parmi ces corps, il faut distinguer le nitrate, le bisulfate et le chlorate de potasse. Le premier, comme offrant à la fois, en raison des produits qu'il donne en se décomposant par la chaleur, de l'oxigène et une base puissante, ce qui le rend particulièrement propre à opérer l'oxidation des métaux acidifiables; le second présente aux métaux capables de décomposer l'acide sulfurique une quantité considérable de cet acide presque libre, et néanmoins combiné de manière à supporter une chaleur rouge sans se volatiliser; enfin le dernier cède son oxigène facilement, et il en contient beaucoup; mais il ne peut oxider que des métaux très-oxidables, à cause de la température basse à laquelle il perd son oxigène.

Classification des oxides.

772. Quand on compare les réactions des divers oxides, soit sur les autres oxides soit sur des corps de nature analogue, on ne tarde pas à découvrir des rapports, des analogies qui indiquent l'existence de plusieurs classes fort distinctes parmi les oxides connus. Sans prétendre que le mode de division auquel nous avons cru pouvoir nous arrêter soit de sa nature bien fixe et bien précis, cependant nous pensons que c'est celui qui offre le plus de facilité pour l'étude des composés nombreux auxquels les oxides peuvent donner naissance.

Dans le tableau suivant, les oxides se trouvent rangés en cinq classes principales, savoir :

1° *Les oxides acides*; c'est-à-dire ceux qui ne se combi-

nent pas avec les acides ou qui du moins n'en saturent point les propriétés, et qui au contraire se combinent avec les bases en détruisant les caractères de celles-ci.

2° *Les oxides basiques;* c'est-à-dire ceux qui se combinant facilement avec les acides, saturent exactement les propriétés de ces corps, et qui, au contraire, se combinent mal avec les bases ou du moins n'en détruisent pas les caractères en s'unissant à elles.

3° *Les oxides indifférens*, c'est-à-dire les nombreux oxides qui sont capables de jouer à la fois le rôle d'acide avec les bases puissantes et le rôle de base avec les acides énergiques.

4° *Les oxides singuliers;* groupe remarquable dont toutes les espèces ne s'unissent ni aux acides, ni aux bases. Sous l'influence de ces corps et souvent sous les influences les plus faibles en apparence, les oxides singuliers abandonnent, soit une portion de leur oxigène, soit une portion de leur métal, pour passer à un état d'oxidation inférieur ou supérieur, et prendre ainsi une forme qui les rende propres à s'unir au corps en présence duquel on les a placés. Une analogie moins éloignée qu'elle ne semble l'être au premier abord, rapproche les oxides singuliers du peroxide d'hydrogène, qui, en général, peut servir à les préparer presque tous.

5° *Les oxides salins.* Ceux-ci forment une classe supplémentaire qui devrait être annulée. En effet, elle ne comprend que des oxides évidemment formés de deux oxides unis de telle manière, que l'un joue le rôle d'acide et l'autre celui de base. Il en résulte un véritable sel formé tantôt d'un oxide basique uni à un oxide acide, tantôt d'un oxide basique uni à un oxide indifférent, tantôt enfin d'un oxide indifférent uni à un oxide acide. Le nombre de ces composés, très-limité quant à présent, peut beaucoup s'augmenter par suite de nouvelles recherches.

773. Il est rare que le même métal donne naissance à des oxides assez nombreux pour que l'on en trouve un dans chacune de ces classes. Il n'arrive presque jamais que le même métal fournisse deux oxides appartenant à la même classe.

Dans ce même tableau, nous avons voulu offrir la composition atomique des oxides. A cet effet, on a placé vis-à-vis du nom de l'oxide un symbole qui en représente la composition en supposant que les lettres initiales du métal ou de l'oxigène représentent un atome de chacun de ces corps. Lorsque le nombre de ces atomes est plus considérable, un chiffre placé en exposant indique le nombre d'atomes que contient le composé. On appréciera mieux l'utilité de cette disposition en observant que le plus grand nombre des oxides basiques se composent d'un atome de métal et d'un atome d'oxigène; que la plupart des oxides singuliers contiennent un atome de métal et deux atomes d'oxigène et que presque tous les oxides indifférens sont formés de deux atomes de métal pour trois atomes d'oxigène.

TABLEAU DES OXIDES MÉTALLIQUES.

NOM DE L'OXIDE.	COMPOSITION et nature de l'oxide.				
	Acide.	Basique.	Indiffér.	Singul.	Salin.
PREMIÈRE SECTION.					
Calcium. . . Oxide.	. . .	$Ca\ O$			
— . . . Bi-oxide.	. . .	. . .	. . .	$Ca\ O^2$	
Strontium. . Oxide.	. . .	$Sr\ O$			
— . . . Bi-oxide.	. . .	. . .	. . .	$Sr\ O^2$	
Barium, . . Oxide.	. . .	$Ba\ O$			
— . . . Bi-oxide.	. . .	. . .	. . .	$Sr\ O^2$	
Lithium. . . Oxide.	. . .	$L\ O$			
Potassium. . Oxide.	. . .	$K\ O$			
— . . . Bi-oxide.	. . .	. . .	. . .	Ko^3	
Sodium. . . Oxide.	. . .	$Na\ O$			
— . . . Sesquioxide	. . .	. . .	. . .	$Na^2\ O^3$	
DEUXIÈME SECTION.					
Magnésium . . Oxide.	. . .	$Mg\ O$			
Yttrium. . . Oxide.	. . .	$Y\ O$			
Glucinium. . Oxide.	. . .	. . .	$G^2\ O^3$		
Aluminium . Oxide.	. . .	. . .	$Al^2\ O^3$		
Zirconium. . Oxide.	. . .	. . .	$Zr^2\ O^3$		
TROISIÈME SECTION.					
Manganèse . Oxide.	. . .	$Mn\ O$			
— . Deutoxide.	. . .	. . .	. . .	. . .	$Mn\ O + Mn^2\ O^3$
— . Sesquioxide.	. . .	. . .	$Mn^2\ O^3$		
— . Bioxide.	. . .	. . .	. . .	$Mn\ O^2$	
— . Acide manganésique	$Mn^2\ O^5$				
Zinc . . . . Oxide.	. . .	. . .	$Zn\ O$		
— . . . . . Bioxide ?	. . .	. . .	. . .	$Zn\ O^2$.	
Fer. . . . . Oxide.	. . .	$Fe\ O$			
— . . . . . Deutoxide.	. . .	. . .	. . .	. . .	$Fe\ O + Fe^2\ O^3$
— . . . . . Sesquioxide. . . .	. . .	. . .	$Fe^2\ O^3$		
Etain. . . . Oxide.	. . .	. . .	$St\ O$		
— . . . . . Acide stannique . .	$St\ O^2$				
Cadmium . Oxide.	. . .	$Cd\ O$			
Cobalt. . . . Oxide.	. . .	$Co\ O$			
— . . . . . Sesquioxide. . . .	. . .	. . .	. . .	$Co^2\ O^3$	
Nickel. . . . Oxide.	. . .	$Ni\ O$			
— . . . . . Deutoxide.	. . .	. . .	. . .	Inc.	
QUATRIÈME SECTION.					
Chrome. . . . . Oxide.	. . .	. . .	Chr^2O^3		

		Acide.	Basique.	Indiffér.	Singul.	Salin.
SUITE DE LA 4me SECTION.						
—	. . . . Deutoxide. . . .	. . .	. . .	. . .	. . .	$Chr^2O^3 + 4ChrO^3$
—	. . . . Acide chromique.	$ChrO^3$				
Molybdène.	. Oxide.	. . .	. . .	. . .	MoO	
—	. . Acide molybdeux	. . .	. . .	. . .	. . .	$MoO + MoO^3$
—	. . Acide molybdiq.	MoO^3				
Tungstène..	. Oxide.	. . .	. . .	. . .	WO^2	
—	. . Acide tungstique.	WO^3				
Tantale. . .	. Acide tantalique.	TaO^3				
Antimoine .	. Oxide.	. . .	. . .	Sb^2O^3		
—	. . Acide antimonieux	SbO^2				
—	. . Acide antimonique	Sb^2O^5				
Urane. . . .	. . Oxide.	. . .	UO			
—	. . Sesquioxide. . . .	. . .	. . .	U^2O^3		
Cérium. . .	. Oxide.	. . .	CeO			
	. . . . Sesquioxide. . . .	. . .	. . .	Ce^2O^3		
Titane. . .	. Oxide.	. . .	Inc.			
—	. . . . Acide titanique. .	TiO^2				
Bismuth.	. . Oxide.	. . .	Bi^2O^3			
Cuivre. . .	. Oxide.	. . .	. . .	. . .	Cu^2O	
—	. . . . Bioxide	. . .	CuO			
—	. . . . Peroxide.	. . .	. . .	. . .	CuO^2	
Tellure . .	. . . .	. . .	. . .	TeO^2		
Plomb. . .	. Oxide.	. . .	PbO			
—	. . . . Deutoxide. . . .	. . .	. . .	. . .	. . .	$PbO + PbO^2$
—	. . . . Bioxide.	. . .	. . .	. . .	PbO^2	
CINQUIÈME SECTION.						
Mercure . .	. Oxide.	. . .	Hg^2O			
—	. . . Bioxide.	. . .	HgO			
Osmium.. .	. Oxide.	. . .	OsO			
—	. . . Sesquioxide. . . .	. . .	. . .	Os^2O^3		
—	. . . Bioxide.	. . .	. . .	. . .	OsO^2	
—	. . . . Acide osmique. .	OsO^4				
—	. . . Oxide bleu. . . .	. . .	. . .	. . .	. . .	$OsO + Os^2O^3$
Rhodium. .	. Oxide.	. . .	Incon			
—	. . . . Sesquioxide . . .	. . .	. . .	R^2O^3		
—	. . . Oxides composés.	. . .	. . .	. . .	. . .	$2Ro + Ro^2$ $3Ro + Ro^3$ $Ro + 3Ro^3$ $Ro + 4Ro^3$
SIXIÈME SECTION.						
Argent. . .	. Oxide.	. . .	AgO			
Palladium.	. Oxide.	. . .	PdO			
Or.	. Tritoxide.	. . .	. . .	Au^2O^3		
—	. . . . . Oxide.	. . .	. . .	. . .	Au^2O	
Platine. . .	. Oxide.	. . .	. . .	PtO^2		
Iridium. . .	. Oxide.	. . .	IrO			
—	. . . . Sesquioxide. . . .	. . .	. . .	Ir^2O^3		
—	. . . . Bioxide.	. . .	. . .	IrO^2		
—	. . . . Tritoxide.	IrO^3				

774. Il est évident que nous aurons rarement à considérer les phénomènes qui résultent des réactions produites par les oxides singuliers ou par les oxides salins. Les premiers ne forment jamais de combinaisons ou n'en forment que de très-instables; les seconds sont toujours détruits et ramenés à leurs oxides élémentaires par tous les agens puissans.

775. Toute l'étude des oxides métalliques doit donc porter principalement sur les oxides acides, basiques ou indifférens dont la formation, la destruction ou le passage à l'état salin accompagnent tant de phénomènes chimiques d'une haute importance. C'est pour rendre leur étude plus aisée que nous avons placé ici un tableau qui présente leur ordre, en les supposant rangés d'après leur tendance positive ou négative. Nous avons placé les plus positifs ou les bases dans un premier groupe; nous avons mis en second lieu ceux qui sont indifférens, et à la fin ceux qui offrent les caractères les plus négatifs, c'est-à-dire les acides. Dans chaque section, les oxides sont rangés *à peu près* dans l'ordre de leur énergie, en allant de celui qui est le plus basique à celui qui est le plus acide. De telle sorte que le tableau général offre encore la même disposition, et qu'à mesure qu'on descend, le caractère négatif ou acide devient prédominant; ce tableau permet de prévoir ou d'expliquer un grand nombre de réactions. Toutefois, plusieurs oxides ne sont encore placés qu'avec doute au rang qu'ils occupent.

Oxide de potassium. . . .	KO.
— de sodium. . . .	Na O.
— de lithium. . . .	LO.
— de barium. . . .	Ba O.
— de strontium. . . .	Sr O.
— de calcium.	Ca O.
— de magnésium. . .	Mg O.
— d'yttrium.	Y O.

— de fer. . . . . $Fe\,O$.
— de manganèse. . . . $Mn\,O$.
— de plomb. . . . . $Pb\,O$.
— d'argent. . . . . . $Ag\,O$.
? — de cadmium . . . . $Cd\,O$.
— de mercure. . . . $Hg^2\,O$.
? — de cerium. . . . . $Ce\,O$.
? — de cobalt. . . . . $Co\,O$.
? — de nickel . . . . . $Ni\,O$.
Bioxide de mercure . . . . $Hg\,O$.
Oxide de zinc. . . . . . . $Zn\,O$.
Bioxide de cuivre. . . . . $Cu\,O$.
Oxide de palladium. . . . $Pd\,O$.
— d'urane. . . . . . $U\,O$.
— de glucinium. . . . $G^2\,O^3$.
— d'aluminium . . . . $Al^2\,O^3$.
— de fer. . . . . $Fe^2\,O^3$
— de manganèse. . . $Mn^2\,O^3$.
— de chrome. . . . . $Ch^2\,O^3$.
— d'antimoine. . . . $Sb^2\,O^3$.
— de cérium. . . . . $Ce^2\,O^3$.
— d'urane. . . . . . . $U^2\,O^3$.
— d'étain. . . . . . . $St\,O$.
— de bismuth. . . . . $Bi^2\,O^3$.
— de tellure. . . . . . $Te\,O^2$.
— de rhodium. . . . . $R^2\,O^3$.
— d'iridium. . . . . . $Ir\,O$.
— de platine. . . . . $Pt\,O^2$
— d'or. . . . . $Au^2\,O^3$.
Acide stannique. . . . . $St\,O^2$.
— titanique. . . . . $Ti\,O^2$
— antimonieux. . . $Sb\,O^2$.
— tantalique, . . . $Ta\,O^3$.
— antimonique. . . $Sb\,O^5$
— tungstique. . . . $W\,O^3$
— molybdique . . . $Mo\,O^3$.
— manganésique . . Mn^2O^5.
— chromique. . . . $Chr\,O^3$.

Propriétés des oxides métalliques.

776. Tous les oxides sont, à la température ordinaire, solides, cassans, ternes à l'état de poussière. Ils sont tous sans odeur, insipides, excepté ceux de la seconde section, les acides solubles et l'oxide d'osmium. Quelques-uns sont blancs; les autres sont colorés de diverses manières; ils sont tous plus denses que l'eau.

777. L'action de l'électricité sur ces corps est quelquefois nulle. Tel est le cas de l'alumine dont on n'a pu extraire le métal par ce moyen. Dans tous ceux des cinq dernières sections elle sépare l'oxigène du métal. Une pile de cent paires suffit pour décomposer les oxides les plus persistans, mais il n'est pas nécessaire d'un appareil aussi énergique pour ceux qui sont le résultat d'une combinaison faible. Une paire ou deux sont même quelquefois assez puissantes. Pour constater ces résultats, il suffit en général d'humecter l'oxide avec un peu d'eau pour le rendre conducteur du fluide électrique et de le mettre en contact avec deux fils de platine en communication avec les pôles de la pile. L'oxigène se transporte au pôle positif, et le métal réduit s'accumule, sous forme de poussière, en cristaux, ou à l'état de globules métalliques sur le fil négatif. Lorsqu'il est susceptible de s'allier facilement au mercure et que d'ailleurs la décomposition de l'oxide exige des moyens énergiques, on forme une petite capsule avec l'oxide humecté, on place un peu de mercure dans la cavité et on plonge le fil négatif dans ce métal. A mesure que l'oxide se réduit, il se produit de la sorte un amalgame plus ou moins riche qui a l'avantage de résister plus long-temps à l'action de l'air que le métal pur, si celui-ci appartient à la seconde section.

Il faut concevoir, à cet égard, que la faculté conductrice de l'oxide entre pour beaucoup dans le phénomène. Il

peut arriver que des oxides résistent à l'action de la pile uniquement parce qu'ils sont mauvais conducteurs, bien que leur radical ait en réalité moins de tendance à s'unir à l'oxigène que celui des oxides que nous pouvons décomposer par ce moyen.

778. Les oxides se magnétisent plus difficilement que les métaux. On n'en connaît que deux qui soient attirables au barreau aimanté, ce sont le deutoxide de fer et le protoxide de fer ou du moins quelques composés qui renferment du protoxide de ce métal. La *pierre d'aimant* n'est elle-même autre chose que du deutoxide de fer naturel, qui s'est magnétisé par suite de sa situation favorable et prolongée, à l'égard du méridien magnétique.

779. *Action de la chaleur.* L'inspection du tableau de la classification des métaux suffit pour indiquer l'action que la chaleur exerce sur la plupart des oxides qui y sont compris. On y voit que pour les oxides des deux dernières sections, il arrive toujours un instant où l'oxigène et le métal se séparent. Cela n'a jamais lieu dans les quatre premières sections, mais il arrive souvent que les oxides riches en oxigène en abandonnent une partie et passent à un degré d'oxidation inférieur.

Voici la liste des oxides compris dans les quatre premières sections qui sont décomposés par la chaleur.

Bioxide de calcium — de strontium — de zinc — de nickel Acide antimonique Tritoxide de cuivre Bioxide de plomb	Décomposés au-dessous du rouge.
Bioxide de barium Sesquioxide de sodium — d'urane — de cobalt Bioxide de cuivre Deutoxide de plomb Bioxide de manganèse	Décomposés au rouge naissant ou au-dessus.

On ne connaît qu'un seul oxide qui soit capable de se volatiliser; c'est l'oxide d'osmium. Il en existe, au contraire, un grand nombre qui sont fusibles; mais la température nécessaire pour les fondre est très-variable. Les oxides de la deuxième section, la barite et la strontiane, ne fondent qu'au moyen du chalumeau à gaz oxigène et hydrogène. Les oxides de la cinquième section, ceux de la sixième et tous ceux qui sont compris dans le tableau que nous venons de citer, se décomposent avant la température qui serait nécessaire pour les fondre. Enfin, parmi les autres oxides de la troisième et de la quatrième section, on observe généralement que les métaux très-fusibles fournissent des oxides très-fusibles eux-mêmes, mais moins que leurs métaux. Dans le cas où le métal exige une chaleur blanche pour fondre, l'oxide semble, au contraire, être toujours plus fusible que le métal.

780. *Action de la lumière.* On ne sait rien de précis relativement à l'action de la lumière sur les oxides. Toutefois il paraît qu'elle est nulle sur le plus grand nombre d'entre eux et qu'elle tend à décomposer les oxides de la dernière section. On ne tient aucun compte de son influence dans les laboratoires pour cette classe de corps, mais dans les applications industrielles il serait nécessaire d'y avoir égard et de tenter de nouvelles expériences, avant de faire un emploi des oxides de la dernière section qui les exposerait à l'action prolongée de la lumière.

781. *Propriétés chimiques.* Beaucoup de corps sont capables d'altérer les oxides, soit en s'emparant de l'oxigène qu'ils renferment et mettant le métal en liberté, soit en s'unissant au métal et chassant l'oxigène, soit en se combinant à la fois à l'oxigène et au métal, soit enfin en s'unissant à l'oxide lui-même sans le détruire. Une étude détaillée et complète de ces différentes réactions est nécessaire, à cause de la haute importance de ces corps, soit

dans la chimie générale, soit dans les applications industrielles.

782. *Action des corps non-métalliques.* Les corps simples non métalliques se divisent en trois groupes eu égard à leur action sur les oxides. Le premier comprend le gaz hydrogène, le carbone, le bore, le silicium, l'azote; corps qui ont une action fort simple ou même nulle. Le second renferme le chlore, le brôme, l'iode, le soufre le sélénium, le phosphore et l'arsenic. Tous ces corps ont une action plus compliquée et à peu près de même nature. Le troisième ne contient que l'oxigène dont l'action est, et doit être spéciale.

783. *Action de l'hydrogène.* L'hydrogène tend à ramener tous les oxides à l'état métallique, en s'emparant de leur oxigène pour former de l'eau. Les chimistes ont trouvé dans cette réaction un moyen d'analyse puissant et correct. Les arts ne tarderont pas à en tirer parti dans quelques occasions qui seront signalées en divers endroits de cet ouvrage.

Toutefois, bien que la tendance positive de l'hydrogène soit très-grande, ce corps ne peut enlever l'oxigène qu'à certains oxides. Les oxides de la deuxième section, les protoxides de la première résistent à son influence, même à une température fort élevée.

Tous les oxides des quatre dernières sections sont décomposés complétement par l'hydrogène; les uns le sont même à froid et prennent feu dans ce gaz; d'autres exigent une chaleur rouge obscure, quelques-uns ne sont réduits qu'au rouge cerise. Il est facile de prévoir dans presque tous les cas à laquelle de ces trois séries appartient un oxide donné. En effet, il est évident que les oxides de la cinquième et de la sixième section se réduiront à une température peu élevée. On conçoit encore, que tous les oxides de la quatrième ou de la troisième section qui perdent au feu une portion de leur oxigène sont susceptibles

d'être ramenés par l'hydrogène, à un moindre degré d'oxidation, même sous l'influence d'une température assez faible. Mais les protoxides de la quatrième section exigeront en général le rouge naissant et les protoxides de la troisième ne se réduiront qu'au rouge cerise.

Dans tous ces cas, soit que l'oxide se trouve entièrement ou partiellement réduit, l'eau formée se dégage. Il n'en est pas de même quand on opère sur les peroxides de la première section. Ceux-ci sont décomposés par l'hydrogène; il se produit de l'eau et un protoxide, mais quand on fait usage des protoxides de barium, de strontium, de sodium ou de potassium, l'eau formée s'unit au protoxide restant et le transforme en hydrate inaltérable par la température à laquelle les matières se trouvent soumises.

Du reste, rien de plus aisé que ces sortes d'expériences. On produit du gaz hydrogène, on le dessèche en le faisant passer au travers d'un tube rempli de chaux vive et on l'amène ensuite dans un tube de verre ou de porcelaine contenant l'oxide à réduire. On prend un tube de verre, si la température ne doit pas dépasser le rouge brun; dans le cas contraire, on emploie un tube en porcelaine.

784. *Action du carbone.* Le carbone se comporte avec les oxides d'une manière analogue à celle de l'hydrogène; mais son action est plus énergique, bien que selon toute probabilité, il dût en être autrement.

En effet, non-seulement le carbone décompose tous les oxides des quatre dernières sections, mais encore il détruit les oxides de potassium et de sodium qu'il ramène à l'état métallique, en donnant naissance à de l'oxide de carbone et mettant le métal à nu. Du reste, ces sortes de réactions ont lieu à des températures variables et peu différentes de celles qu'on est obligé d'employer avec l'hydrogène.

Les produits ne sont pas toujours les mêmes; tantôt il se forme de l'oxide de carbone, tantôt il se dé-

gage de l'acide carbonique. Il est toujours facile de prévoir quel est celui de ces deux gaz qui se formera. Il suffit de connaître l'action que le résidu peut exercer sur l'acide carbonique lui-même. En effet, si le résidu est capable de décomposer l'acide carbonique, on aura toujours de l'oxide de carbone, sinon il se dégagera de l'acide carbonique. Ainsi, les protoxides de potassium et de sodium, les protoxides de la troisième section fourniront tous de l'oxide de carbone. Les oxides de la cinquième et de la sixième section fourniront tous de l'acide carbonique. Dans la troisième section, les uns fourniront de l'acide carbonique, les autres donneront de l'oxide de carbone.

Les peroxides de la première section seront tous ramenés à une basse température, à l'état de protoxide par le charbon; il se formera de l'acide carbonique et par suite un carbonate.

Dans la troisième section, il ne se formera jamais de carbonate, mais le peroxide de manganèse sera ramené par le charbon à l'état de deutoxide, en donnant de l'acide carbonique; puis, pour passer à l'état métallique, il ne fournira que de l'oxide de carbone.

En général, les oxides qui exigeront pour se réduire une température élevée ne donneront que de l'oxide de carbone; ceux qui se réduiront à une température basse produiront au contraire de l'acide carbonique.

785. L'action du bore et du silicium sur les oxides doit avoir beaucoup d'analogie avec celle du carbone. L'action de l'azote est nulle.

786. *Action du chlore.* Le chlore peut agir de trois manières différentes sur les oxides.

Quand le chlore et les oxides sont secs l'un et l'autre, il peut y avoir décomposition, et, dans ce cas, les produits sont toujours un chlorure métallique et de l'oxigène. Telle est l'action que le chlore exerce sur tous les oxides basi-

ques, et peut-être sur quelques oxides indifférens, il n'agit pas sur les oxides acides.

Si l'oxide est dissous ou délayé dans l'eau, l'action est variable. Pour la présenter d'une manière simple, nous serons obligés d'examiner deux cas particuliers, en y joignant la liste des oxides que chacun d'eux comprend.

Qu'on fasse passer du chlore à travers une dissolution étendue de potasse, et à l'instant même le gaz disparaîtra, sera absorbé en perdant la couleur et l'odeur qui le caractérisent, et on trouvera dans la liqueur un produit liquide considéré par M. Berzélius comme un mélange de chlorure de potassium et de chlorite de potasse. Avant que ce célèbre chimiste eût examiné ce produit, on le regardait comme une simple combinaison de chlore et de potasse, et on le distinguait sous le nom de chlorure de potasse. La soude, la chaux, la barite, la strontiane, la magnésie, l'oxide de zinc, le bioxide de cuivre, le peroxide de fer hydraté, ainsi que d'autres oxides peut-être, jouissent de la propriété d'absorber ainsi le chlore à froid, en passant à l'état de chlorure d'oxide ou bien d'un mélange de chlorure métallique et de chlorite.

Les produits de la réaction peuvent toujours se représenter de la manière suivante :

Atomes employés.	*Atomes produits.*
12 at. oxide = { 12 at. métal, 12 at. oxigène } 24 at. chlore	12 at. chlorure d'oxide = { 12 at. métal, 12 at. oxigène, 24 at. chlore }
	ou bien
	9 at. chlorure métallique = { 9 at. métal, 18 at. chlore. }
	3 at. chlorite = { 3 at. oxide = { 3 at. métal, 3 at. oxigène }; 3 at. acide = { 6 at. chlore, 9 at. oxigène. } }

Nous reviendrons ailleurs sur les propriétés des chlorures d'oxide ou des chlorites. Pour le moment, nous nous

contentons d'établir que certains oxides peuvent se combiner à froid, avec la portion de chlore qui constituerait le métal qu'ils contiennent en chlorure. Les composés quels qu'ils soient qui en résultent sont très-peu stables. Ils laissent dégager tout leur chlore sous l'influence des acides les plus faibles. Une température peu élevée les transforme en chlorure métallique et il se dégage du gaz oxigène. Enfin par le temps, ils peuvent, à ce qu'il paraît, se transformer en chlorures métalliques et en chlorates.

787. Cette dernière réaction à laquelle semble se résoudre fort souvent la réaction précédente, peut se déterminer assez promptement, si on met en contact le chlore avec des dissolutions concentrées de potasse. Celles-ci absorbent une quantité considérable de chlore ; un dépôt en lamelles cristallines ne tarde point à se montrer, et il est presque entièrement formé de chlorate de potasse mélangé d'un peu de chlorure de potassium. La liqueur surnageante contient à la fois du chlorate de potasse en petite quantité, beaucoup de chlorure de potassium et une quantité plus ou moins grande de chlorure de potasse qu'on peut, comme à l'ordinaire, représenter par du chlorure de potassium et du chlorite de potasse.

On pourrait donc admettre que la potasse en dissolution concentrée agit sur le chlore, de manière à passer tout à coup à l'état de chlorate et de chlorure. On aurait alors l'expression suivante pour la réaction.

Atomes employés.		*Atomes produits.*		
6 at. potasse =	6 at. potassium 6 at. oxigène	5 at. chlorure =	5 at. potassium 10 at. chlore	
12 at. chlore		1 at. chlorate =	1 at. potasse =	1 at. potassium 1 at. oxigène
			1 at. acide =	2 at. chlore 5 at. oxigène

On pourrait admettre aussi que la potassse transformée d'abord en chlorure de potasssium et chlorite de potasse n'a donné naissance à du chlorate que par suite de la décomposition naturelle du chlorite. Mais, tout calcul fait, les produits seraient les mêmes, car les trois atomes de chlorite représentés dans le tableau précédent (786) fourniraient un atome de chlorure et deux de chlorate. Ceux-ci provenant de douze atomes de potasse, chaque atome de chlorate en représenterait six de potasse employée, ainsi que cela a lieu dans le tableau ci-dessus.

Dans la pratique, il paraît qu'on ne réalise jamais ces produits. La proportion de chlorate est toujours plus faible, aussi remarque-t-on un dégagement de gaz oxigène pendant la formation du chlorate de potasse. On trouvera, du reste, des détails plus circonstanciés dans les chapitres suivans où l'on traitera des chlorates, des chlorites et en particulier du chlorate de potasse et du chlorite de chaux.

788. Le bioxide de mercure est transformé par le chlore en chlorure, chlorate et en un composé insoluble de chlorure et d'oxide. L'oxide d'argent se convertit en chlorure et chlorate.

Les oxides de cobalt, de nickel, de manganèse et de plomb, sont convertis en peroxides au moyen de la décomposition de l'eau. Le chlore passe à l'état d'acide hydro-chlorique, qui reste uni à une partie du protoxide employé, tandis que l'oxigène de l'eau se porte sur le restant du protoxide et le transforme en peroxide.

L'alumine, l'oxide de bismuth, l'oxide d'antimoine, l'acide stannique, l'oxide de tellure, sont sans action sur le chlore humide, même à la température de 100° c.

789. Par l'intermède de l'eau, le chlore, quand il agit, donnant naissance avec les oxides à du chlorate ou à du chlorite, il est de toute évidence que ni l'un ni l'autre de ces acides ne pourra se former, si l'action s'exerce à sec et à une température élevée. Si on se rappelle, d'un autre côté, que

les chlorates ainsi que les chlorites fournissent sous l'influence de la chaleur des chlorures et de l'oxigène, il deviendra facile d'expliquer pourquoi les oxides que le chlore sec et chaud peut attaquer, donnent toujours naissance à des chlorures, en abandonnant tout leur oxigène. Nous avons déjà dit que ces oxides sont les oxides basiques et une partie des oxides indifférens. Mais comme il arrive souvent qu'on peut se procurer des oxides non attaquables par le chlore, et qu'on veut s'en servir pour se procurer des chlorures, il faut avoir recours alors à un procédé indiqué par MM. Gay-Lussac et Thénard, et réalisé par M. Œrstedt. Ce procédé consiste à soumettre à l'action du chlore sec, l'oxide mêlé de charbon et porté à une température élevée, mais qui peut varier du rouge sombre au rouge presque blanc. L'acide tungstique, l'acide molybdique se décomposent alors à la température que fournit la lampe à alcool simple; l'acide titanique, l'alumine, la zircone, la glucine, l'yttria exigent une température rouge cerise environ.

Du reste, comme tous ces chlorures sont volatils, on dispose l'appareil ainsi que nous l'avons dit, pour le chlorure de silicium. Il se dégage de même que dans cette expérience de l'oxide de carbone.

Comme le chlore à l'aide du charbon peut transformer en chlorures tous les oxides inattaquables par le chlore seul, on voit que l'on peut transformer tous les oxides en chlorures.

790. *Action du brôme.* Elle a les plus grands rapports avec celle du chlore. On l'a considérée sous les points de vue que nous venons d'étudier, et, à cela près que l'action est moins énergique, le brôme s'est toujours comporté de la même manière que le chlore.

A chaud et à sec, le brôme peut chasser l'oxigène de la potasse, de la soude, de la baryte et de la chaux; mais tandis que le chlore décompose la magnésie, le brôme est

sans action sur elle. Ces réactions ont lieu à une température rouge, elles sont accompagnées d'un vif dégagement de chaleur et de lumière.

De même qu'à l'aide du charbon, le chlore décompose divers oxides, sur lesquels il serait sans action si on l'employait seul, le brôme aidé du charbon peut décomposer probablement un très-grand nombre d'oxides. Du moins, l'alumine mêlée de charbon est-elle transformée en brômure d'aluminium et oxide de carbone. Cette expérience, faite avec succès par M. D'Arcet fils, rendra facile la préparation d'un grand nombre de brômures que l'on n'a pu se procurer encore.

A froid et par l'intermède de l'eau, le brôme peut agir en donnant des brômites et des brômures, ou bien si l'on veut, des brômures d'oxide. C'est ce qui a lieu toutes les fois qu'on traite par le brôme les dissolutions très-étendues de potasse, de soude, de chaux, de baryte ou de strontiane. L'addition d'un acide fait reparaître le brôme alors, ainsi que cela s'observe à l'égard des chlorures d'oxide.

Si la dissolution alcaline est concentrée, il se produit au contraire un brômate et un brômure. Ce phénomène a lieu avec la potasse, la soude, la barite, la strontiane et la chaux, mais non pas avec la magnésie.

Du reste, les formules données pour le chlore sont entièrement et strictement applicables au brôme.

791. *Action de l'iode.* Elle est en général analogue à celle des deux corps précédens, mais néanmoins elle offre des différences dignes d'attention.

A chaud et à sec l'iode décompose les oxides secs de potassium et de sodium tels qu'on les obtient en brûlant ces métaux dans l'oxigène. Il se dégage de l'oxigène et on obtient des iodures. Le protoxide de plomb, l'oxide de bismuth sont également décomposés par l'iode. Les protoxides de cuivre et d'étain le sont aussi, mais sans dégage-

ment de gaz oxigène. La moitié de chacun de ces oxides passe à l'état de bi-oxide sur lequel l'iode est sans action. L'autre moitié forme un iodure qui reste mêlé au nouvel oxide.

Les oxides de zinc et de fer ne sont point altérés. Cependant l'oxide de zinc, à 200° c., paraît capable d'absorber l'iode, mais sans émettre d'oxigène.

Quand on soumet de même la baryte, la strontiane, la chaux à l'action de l'iode, il n'y a pas d'émission de gaz oxigène, et pourtant l'iode disparaît et se trouve absorbé avec une légère incandescence. Il en résulte des composés considérés jusqu'à présent comme des iodures d'oxide. Ils sont solubles dans l'eau, ont une réaction alcaline. Celui de chaux, celui de strontiane et peut-être celui de baryte sont décomposés par une chaleur rouge intense, l'iode se dégage et les oxides restent. D'où l'on peut inférer qu'à cette température, l'iode serait sans action sur les oxides.

Les hydrates de chaux, de strontiane et de barite se comportent avec l'iode comme les oxides secs.

792. Les composés produits de la sorte paraissent formés d'un atome d'oxide pour un atome d'iode, en quoi ils diffèrent des chlorures d'oxides qu'on obtient ordinairement, se rapprochant ainsi du sous-chlorure de chaux qui se trouve dans le commerce.

On voit par ce résultat que l'iode peut former en bien des circonstances et même sous l'influence d'une température haute, des composés analogues aux chlorures d'oxide et qu'on pourra considérer de même comme des mélanges d'iodure et d'iodite. Puisque à chaud cette espèce de réaction peut s'offrir, nous pouvons présumer qu'elle se présentera également à froid, avec les bases puissantes et avec celles qui contiennent de l'oxigène retenu par une faible affinité. En effet la potasse et la soude en dissolution très-étendues font passer l'iode à l'état d'iodite et d'iodure.

Mais la potasse et la soude en dissolutions concentrées donnent, avec l'iode, un iodure et un iodate. Il paraît que les mêmes produits résultent de l'action de l'eau de baryte, de l'eau de strontiane et de l'eau de chaux sur l'iode. Cependant cette dernière classe de faits mérite un nouvel examen.

Parmi les autres oxides, il en est peu qui aient été soumis à l'action de l'iode sous l'influence de l'eau. Toutefois, M. Gay-Lussac a observé que la magnésie se combine avec l'iode et forme ainsi un iodure d'oxide qui est insoluble et de couleur puce. M. Collin a fait voir que le bioxide de mercure est transformé en iodate acide qui reste dissous, et en iodure rouge qui se dépose.

793. *Action du soufre.* Ce corps peut agir sur les oxides de plusieurs manières, toutes faciles à entendre, par leur comparaison avec les phénomènes que nous venons d'analyser.

Avec les oxides des quatre dernières sections, le soufre donne naissance à du gaz sulfureux et à un sulfure métallique. Pour que cet effet se produise, il faut en général une température plus élevée avec les oxides que la chaleur n'altère pas qu'avec ceux qui sont décomposés par une élévation convenable de température. L'expérience ne serait même pas sans danger avec les oxides des deux dernières sections, si on l'essayait sur de trop grandes masses à la fois. Avec le peroxide de plomb même, il n'est point nécessaire de chauffer le mélange, il suffit de le broyer avec force ou de le soumettre à un choc léger pour déterminer la réaction. Les peroxides de la troisième et même ceux de la quatrième section, exigent, au contraire, une chaleur rouge.

Ce n'est point ainsi que le soufre se comporte avec les oxides de la première section. Il forme toujours avec eux un sulfate et un sulfure métallique, pourvu que la température ait été poussée jusqu'au rouge ou du moins très-

près. Quand l'oxide est sec, la réaction a lieu avec un dégagement de chaleur très-remarquable. La barite, la strontiane, qui sont à la fois anhydres et très-poreuses, étant chauffées au rouge, puis mises en contact avec le soufre en vapeur, deviennent subitement incandescentes, et leur température se maintient au rouge blanc, tant que la réaction dure. Voici le calcul atomique qui en exprime les produits.

Atomes employés.			*Atomes produits.*		
4 at. barite =	4 at. barium 4 at. oxigène	3 at. sulfure	3 at. barium 3 at. soufre		
4 at. soufre		1 at. sulfate =	1 at. acide =	1 at. soufre 3 at. oxigène	
			1 at. barite =	1 at. barium 1 at. oxigène.	

L'action des autres bases de la seconde section serait la même. Bien entendu cependant, qu'au lieu d'un simple sulfure, il peut se produire des polysulfures, et qu'alors les atomes de soufre employés s'accroissent proportionnellement. Mais quand la température est convenablement élevée, le phénomène se produit comme on vient de l'indiquer.

794. Le soufre seul est sans action sur tous les oxides de la première section. Il paraît même qu'il ne peut décomposer seul certains oxides de la quatrième, et particulièrement l'acide titanique. Mais à l'aide du charbon, ou bien à l'état de sulfure de carbone, il en opère la décomposition et le transforme en sulfure. On n'a pas tenté de le faire agir sous cette forme sur les oxides de la première section. Il est probable que la décomposition s'effectuerait.

795. Par l'intermède de l'eau, le soufre paraît agir sur quelques oxides de la dernière section, avec lesquels il forme de l'acide sulfurique, le métal étant mis à nu. S'il agit sur ceux de la troisième, de la quatrième ou de la

cinquième, ce n'est du moins que dans des circonstances rares et peu connues; il n'agit pas sur ceux de la première.

Il n'en est pas de même avec ceux de la seconde; il exerce sur eux à froid, mais mieux à chaud, une action très-rapide. Le soufre les transforme en polysulfure soluble et en hyposulfite. Cette action sera étudiée plus en détail à l'occasion des sulfures eux-mêmes.

796. *Action du sélénium*. Elle ressemble à tous égards à celle du soufre, aussi n'entrerons-nous dans aucun détail. Ceux-ci trouveront leur place dans les généralités qui concernent les séléniures, ou dans l'histoire particulière de ces corps.

797. *Action du phosphore*. Le phosphore se rapproche beaucoup du soufre par l'action qu'il exerce sur les oxides. Ainsi, comme lui, il n'altère point ceux de la première section; comme lui, il donne avec ceux de la seconde, un phosphate et un phosphure métallique; comme lui encore avec la plupart de ceux des deux dernières, il fournit des phosphures métalliques et de l'acide phosphorique, si le phosphure peut résister à l'action de la chaleur. Mais avec ceux de la troisième et de la quatrième, la réaction est différente; il se produit ici un phosphate et un phosphure, ce qui tient évidemment à ce que l'oxide et l'acide sont l'un et l'autre fixes, l'un et l'autre indécomposables, ce qui n'est pas le cas de l'acide sulfurique.

Ces réactions sont vives, elles ont lieu presque toujours avec dégagement de chaleur et de lumière. Les oxides de la troisième section, décomposés par le phosphore, ne donnent lieu toutefois à aucun dégagement notable de lumière. Ceux de la seconde en produisent beaucoup, et ceux de la sixième et particulièrement l'oxide d'argent, en font autant, et sont d'ailleurs décomposés avec tant d'énergie par le phosphore, que l'action s'exerce souvent à la température ordinaire. Aussi, faut-il se garder de mélanger ces corps, et toutes ces réactions doivent-elles s'ef-

fectuer en forçant le phosphore en vapeur à passer sur les oxides convenablement chauffés.

798. Par l'intermède de l'eau, le phosphore agit tout autrement sur les oxides. Avec ceux dont l'oxigène est faiblement combiné, ceux des deux dernières sections, par exemple, il donne de l'acide phosphorique en mettant le métal à nu. C'est ainsi du moins qu'il agit sur l'oxide d'or.

Il est sans action sur ceux de la première et de la troisième section, ainsi que sur presque tous ceux de la quatrième. Il en a au contraire, une très-grande sur ceux de la seconde.

Avec tous les protoxides de celle-ci, il donne sous l'influence de l'eau, à froid et mieux à chaud, du gaz hydrogène perphosphoré mêlé d'hydrogène et des hypophosphites qui se décomposent à leur tour si l'action est prolongée (239). Il est évident que l'eau est décomposée, et que son hydrogène et son oxigène se combinent, le premier partiellement, et le second tout entier avec le phosphore. Nous chercherons à établir les proportions suivant lesquelles cette réaction a lieu, en nous occupant des hypophosphites.

799. *Action de l'arsenic.* Elle ressemble à tous égards à celle du phosphore; avec les oxides de la seconde section, l'arsenic donne à chaud des arséniates et des arséniures; avec ceux de la première, rien; avec ceux des quatre dernières, il fournit en beaucoup de cas des arséniates et des arséniures, et quelquefois des arséniures et de l'acide arsénieux, si l'arsenic est en excès.

Par l'intermède de l'eau, l'arsenic donne avec les bases de la seconde section de l'hydrogène arséniqué, de l'hydrogène libre et un sel d'arsenic qui réclame un examen nouveau. Cette réaction remarquable qui rapproche sous un rapport bien net, l'arsenic du phosphore, fut observée par Gehlen, qui mourut empoisonné, par le gaz provenant de l'action de l'arsenic sur la potasse.

800. *Action de l'oxigène.* Tous les oxides paraissent inaltérables dans l'oxigène sec, à la température ordinaire; mais si l'on fait intervenir l'eau sans élever la température, il est quelques oxides qui peuvent absorber ce gaz. Ce sont les suivans :

Protoxide de fer,
Deutoxide de fer,
Protoxide de manganèse,
Deutoxide de manganèse,
Protoxide de cobalt,
Protoxide de cuivre,
Protoxide de titane.

Le protoxide et le deutoxide de fer passent à l'état d'hydrate de sesquioxide. Le protoxide et le deutoxide de manganèse, et le protoxide de cobalt, se transforment aussi en hydrate de sesquioxide; celui de cuivre en hydrate de bioxide, et le protoxide de titane en hydrate d'acide titanique.

801. Les oxides capables d'absorber l'oxigène sec, à l'aide de la chaleur, sont beaucoup plus nombreux. En voici les noms avec ceux des oxides qu'ils produisent.

Protoxide de barium	— Bioxide.
— de potassium	— Tritoxide.
— de sodium	— Sesquioxide.
Protox. de manganèse	— Deutoxide.
Protox. et deut. de fer	— Sesquioxide.
Protox. d'étain	— Acide stannique.
Oxide de molybdène Acide molybdeux	— Acide molybdique.
Oxide de tungstène	— Acide tungstique.
Oxide de titane	— Acide titanique.
Oxide de cuivre	— Bioxide.
Oxide de plomb	— Deutoxide.
Oxide de mercure	— Bioxide.

802. *Action des métaux.* La classification des oxides, ainsi que les divers phénomènes qu'on vient d'analyser, permettent de prévoir assez souvent quelle doit être l'action des métaux sur les oxides. Toutefois, on est loin d'avoir sur ce sujet toutes les lumières que la pratique des arts métallurgiques rendrait nécessaires. Il est évident que des forces très-variées agissent simultanément dans ces sortes de phénomènes, et qu'on peut obtenir selon les circonstances : 1° la réduction de l'oxide employé et l'oxidation du métal mis en contact avec lui ; 2° l'oxidation du métal employé et la formation d'un alliage résultant des deux métaux en présence ; 3° la réduction d'une partie de l'oxide et la formation d'un composé, au moyen du restant de cet oxide et du nouvel oxide produit ; 4° la transformation de l'oxide employé, en un oxide inférieur qui demeure libre ou qui se combine à l'oxide formé, etc.

La plupart de ces phénomènes peuvent être prévus, ainsi que les circonstances qui les accompagnent. Comme ils ont toujours besoin, pour s'effectuer, d'une élévation de température, il suffit de considérer, d'une part, l'action de la chaleur sur les oxides, de l'autre, celle de la chaleur sur les métaux employés en présence de l'oxigène, et enfin, la tendance que peuvent avoir à s'unir les oxides possibles ou les métaux qu'ils contiennent.

Ainsi, les peroxides alcalins et tous les oxides des quatre dernières sections seront décomposés par le potassium et le sodium. Les premiers seront ramenés à l'état de protoxide, tous les autres à l'état métallique. A l'exception des protoxides de la troisième section, la réaction s'effectuera toujours avec chaleur et lumière.

A l'égard des autres métaux, il paraît que ceux de la cinquième section peuvent enlever l'oxigène aux oxides de la sixième. Ceux de la quatrième décomposent certainement les oxides de la cinquième et de la sixième, et quelques-uns d'entre eux peuvent même ramener à un état

d'oxidation inférieur, les peroxides de la troisième et ceux de la première section. Enfin, les métaux de la troisième section pourront décomposer presque tous les oxides des trois dernières, ainsi que les peroxides de la première, et même quelquefois les protoxides. C'est ainsi que le fer, par exemple, décompose la potasse et la soude.

Quant à l'énergie de l'action, elle dépend évidemment de l'état de division des matières et de la stabilité de l'oxide employé. Avec des métaux très-divisés ou volatils et des oxides décomposables par la chaleur, elle aura toujours lieu avec dégagement de chaleur et de lumière. Dans le cas contraire, elle se passera presque toujours sans production de lumière, sinon sans production de chaleur.

803. *Action des corps composés*. Elle est très-variée. Tantôt ils se combinent avec les oxides métalliques, soit qu'ils jouent, à leur égard, le rôle de base, soit qu'ils fassent fonction d'acide; tantôt ils les décomposent en leur enlevant l'oxigène et mettant le métal en liberté; tantôt ils leur enlèvent encore l'oxigène; mais le métal, au lieu de rester libre, s'engage dans une nouvelle combinaison. Mais presque tous ces résultats peuvent être prévus, ou du moin, les détails qui les concernent seront mieux placés à l'occasion des autres composés binaires non métalliques, dont la formation exerce une grande influence sur tous ces phénomènes.

Nous nous bornerons donc ici à dire que les corps composés acides, se combinent en général avec les oxides basiques, de même que les corps composés basiques s'unissent aux oxides acides. De là résultent des sels.

Parmi les corps composés, il en est un dont l'action mérite un examen spécial : c'est l'eau.

L'eau agit sur les oxides de plusieurs manières. Elle paraît capable de se combiner au plus grand nombre d'entre eux, et elle forme ainsi des hydrates que nous examinerons plus bas; elle en décompose quelques-uns et

elle est décomposée par d'autres. Ceux qu'elle décompose sont des oxides singuliers capables de former à l'état de protoxide des hydrates très-stables. Les peroxides de potassium et de sodium sont transformés à froid et subitement en hydrates de protoxides et en oxigène par le contact de l'eau. Ceux de barium, de strontium et de calcium éprouvent la même transformation, mais seulement à l'aide d'une température voisine de 100°. Les oxides capables de décomposer l'eau sont peu nombreux. Ce sont les protoxides de fer, de manganèse et d'étain qui en opèrent la décomposition à une chaleur rouge. L'hydrogène est mis en liberté, les oxides de fer et de manganèse passent à l'état de deutoxide, et celui d'étain se transforme en acide stannique.

En ce qui concerne l'action des oxides entr'eux, il y a peu de chose à dire. Les oxides basiques peuvent se combiner aux oxides acides, et même aux oxides indifférens, et ces derniers peuvent eux-mêmes s'unir aux oxides acides. Les composés formés ainsi, sont solubles dans l'eau, quand ils sont à base de potasse, ou de soude, et que d'ailleurs le composé est neutre ou basique; car, si l'acide prédomine, et qu'il soit insoluble, le composé peut lui-même devenir insoluble. Ainsi, avec les oxides d'argent, de cuivre, de cobalt, de nickel, etc., la potasse forme des composés insolubles. Avec l'alumine, l'oxide de zinc, l'oxide d'étain, elle produit au contraire des composés solubles.

La barite, la strontiane, et la chaux, partagent avec la potasse et la soude, la propriété de former des composés solubles de ce genre. Mais à cet égard, leur action est bien plus faible, et le plus souvent les composés qu'elles produisent sont très peu solubles, ou même tout-à-fait insolubles dans l'eau.

Préparation.

804. Des procédés très-variés peuvent servir à la préparation des oxides. En premier lieu se place la calcination des métaux et celle des oxides au contact de l'air, ou du gaz oxigène. Les oxides basiques prennent même souvent naissance au contact de l'air à la température ordinaire, sous l'influence des acides; de même, que sous l'influence des bases on forme les oxides acides en pareille circonstance. Toutefois, l'action de la chaleur facilite ces réactions. Les oxides résultent encore de la décomposition des sels solubles au moyen des bases alcalines ou de l'ammoniaque. Les acides peuvent aussi séparer les oxides acides de leurs combinaisons avec les oxides basiques. La chaleur, en dégageant les acides carbonique ou nitrique, met en liberté les oxides auxquels ils étaient unis. L'acide nitrique, par son action sur les métaux, produit quelques oxides qu'il ne peut dissoudre, à cause de leurs propriétés acides. Enfin l'eau oxigénée donne naissance à plusieurs peroxides en agissant sur les protoxides ou deutoxides de ces métaux.

Les oxides qui peuvent être produits au moyen des métaux, prennent naissance dans des circonstances diverses.

L'action de l'oxigène ou de l'air sur les métaux peut se produire soit à froid soit à chaud. Le potassium, par exemple, s'oxide au contact de l'air, et cette action pourrait être très-vive, s'il ne se formait à la surface du métal une couche d'oxide qui l'arrête en supprimant le contact. Mais quand celui-ci peut avoir lieu, il existe de nombreuses circonstances dans lesquelles les métaux s'oxident à froid, au contact de l'air. Elles se présentent lorsque, par un procédé quelconque, les métaux ont été réduits en poudre très-fine. Le plomb, le cuivre, en poudres très-fines, sont pyrophoriques et s'oxident avec une

grande énergie. Ces phénomènes sont offerts, par exemple, par les résidus de la distillation des acétates, ainsi que par les oxides réduits au moyen du gaz hydrogène, quand le métal qui en provient est infusible. Quand le métal est très facile à oxider, l'extrême division qui a lieu dans les cas précédens ne paraît même pas nécessaire. Un culot de manganèse, abandonné au contact de l'air, tombe au bout de quelque temps en poussière, et cette poussière est un oxide.

Plusieurs métaux, le fer, par exemple, peuvent encore s'oxider à froid au contact de l'air humide. L'air dissous dans l'eau commence l'oxidation, et l'eau elle-même est ensuite décomposée par l'influence électrique due au contact de l'oxide formé et du métal. Aussi, l'oxidation, lente d'abord, devient-elle ensuite très-rapide. C'est ainsi qu'en pharmacie, l'on prépare l'oxide de fer à la rosée, ou deutoxide de fer.

Mais, dans tous les cas, où l'on a besoin d'opérer sur des métaux en masse, et où l'on veut produire une oxidation rapide, on est forcé d'effectuer ordinairement à chaud la combinaison directe des métaux avec l'oxigène. Nous allons donner ici quelques exemples qui permettront de se former une idée précise de tous les phénomènes de ce genre. On sait avec qu'elle intensité et quel dégagement de lumière et de chaleur le fer brûle dans le gaz oxigène pur. Ici l'action est énergique, rapide et complète, parce que l'oxide formé étant très-fusible et la température très-élevée, le métal se trouve toujours à nu. Au contact de l'air, l'action se produit aussi, mais avec une moindre énergie. Les battitures de fer ne sont autre chose qu'un deutoxide de fer dont on peut obtenir des écailles d'assez grande dimension et d'une parfaite pureté. Les autres oxides de fer s'obtiennent par des procédés différens.

La calcination de l'antimoine au contact de l'air donne naissance au protoxide d'antimoine, que l'on obtient en

belles aiguilles cristallines. Cet oxide étant volatil, on le recueille au moyen de creusets renversés, percés par leur fond, que l'on place au-dessus de celui qui contient le métal en fusion. La sublimation de l'oxide rend encore ici la surface du métal toujours assez nette pour que son contact avec l'oxigène puisse avoir lieu.

Si l'on veut produire l'oxide de zinc, on fond le métal dans un creuset, et l'on porte la chaleur au rouge. Bientôt, il brûle avec une flamme jaune très-brillante, en produisant d'abord des flocons lanugineux blancs et très-légers; puis des plaques épaissses de la même nature, c'est l'oxide : on l'enlève avec une cuiller, et le phénomène se reproduit. Le zinc étant volatil, le contact entre ce métal et l'oxigène a toujours lieu et l'oxide se répand dans toutes les parties du creuset, même les plus élevées.

Le plomb n'étant pas volatil comme le zinc, a besoin pour s'oxider d'être exposé plus immédiatement au contact de l'air; il faut aussi qu'à mesure que l'oxide se produit, il soit enlevé, afin que le métal fondu puisse être de nouveau en contact avec l'air. On opère en grand dans des fours, et on agite la surface du métal avec un ringard. Dans les laboratoires, on oxide le plomb en le tenant en fusion dans un têt au rouge, et enlevant avec une spatule l'oxide à mesure qu'il se forme.

Le mercure, exposé au contact prolongé de l'air, à la température de l'ébullition, se recouvre d'une couche d'oxide rouge, décomposable par une température plus élevée. L'action est fort lente, bien que la volatilité du métal et l'infusibilité de l'oxide tendent à la favoriser.

805. L'oxidation des métaux sous l'influence de l'air et d'un acide est un phénomène qui s'offre fréquemment à nous; dans la formation du vert de gris, par exemple, où le cuivre s'oxide sous l'influence de l'acide acétique. On peut préparer par ce procédé tous les oxides basiques; tels que ceux de plomb, de cuivre, de fer, d'étain, etc.

Le fer, le zinc, etc., s'oxideraient aussi dans de semblables circonstances, mais ces métaux peuvent encore décomposer l'eau à froid avec beaucoup d'énergie sous l'influence d'un acide tel que l'acide sulfurique. Le violent dégagement d'hydrogène qui se produit tout à coup, dans cette réaction, prouve combien la décomposition de l'eau et l'oxidation sont rapides.

On peut produire tous les oxides acides au moyen de l'oxigène et des bases. On fournit en général l'oxigène et la base aux métaux, dans cette circonstance, par la décomposition du nitrate de potasse auquel on les mélange. C'est par cette réaction que l'on obtient l'acide antimonique. On calcine au rouge naissant un mélange d'une partie d'antimoine et de six parties de nitrate de potasse. On lessive la masse, et l'on précipite de la solution, l'acide antimonique, au moyen d'un acide.

La peroxidation de l'oxide de chrôme dans l'action du nitre sur le chromite de fer est un fait de cette espèce. La production de l'acide manganésique dans le traitement du peroxide de manganèse, par un alcali, est aussi de même nature, si l'on admet que le contact de l'air soit nécessaire à cette réaction.

Le platine, exposé au rouge, au contact de l'air, et d'une base alcaline, se transforme en platinate de la base. Aussi, doit-on éviter de faire, dans un creuset de platine, toutes les calcinations dans lesquelles un alcali est mis à nu.

806. On produit encore divers oxides au moyen d'autres oxides d'un même métal, soit en leur enlevant, soit en leur ajoutant de l'oxigène. Les mêmes circonstances qui donnent naissance aux oxides par l'action de l'oxigène sur les métaux, se produisent encore dans la préparation des oxides par les oxides. Tandis que certains peroxides peuvent, étant soumis à l'action de la chaleur, perdre de l'oxigène et être ramenés à un état d'oxigénation moins avancé,

divers protoxides peuvent absorber de l'oxigène, soit à froid, soit à une température inférieure à celle qui pourrait décomposer les oxides supérieurs ainsi formés. Cette double action est même offerte par quelques métaux. Le peroxide de manganèse, par exemple, est amené par la chaleur à l'état de deutoxide brun, et le protoxide de ce métal exposé à l'air humide passe aussi à l'état de deutoxide.

Le protoxide de fer, dans de semblables circonstances, passe à l'état de deutoxide, puis de peroxide. Ce peroxide n'est pas décomposé par la chaleur.

Le peroxide de plomb au rouge obscur redevient deutoxide; au rouge cerise, il est converti en protoxide, et le protoxide, au contraire, maintenu plusieurs heures à une température voisine du rouge, se transforme en deutoxide, ou minium. C'est ainsi que l'on prépare ce produit pour les arts.

Enfin la barite, au rouge obscur, absorbe assez rapidement le gaz oxigène, pour qu'un courant de ce gaz constamment entretenu et amené au sein de l'oxide soit complètement absorbé, tant que toute la barite n'est pas peroxidée. A une température plus élevée, le deutoxide de barium est ramené à l'état de barite ou de protoxide.

Un grand nombre d'oxides sont produits par la réaction des bases, ou des acides sur les sels solubles. Tous les oxides basiques qui forment avec les acides des sels solubles peuvent être séparés de leurs combinaisons au moyen des bases alcalines, et particulièrement de la potasse, de la soude, et de l'ammoniaque. La plupart des oxides de la première et des quatre dernières sections peuvent être préparés par ce procédé; ils forment en général un sel soluble avec l'un des acides sulfurique, hydrochlorique, ou nitrique, bien qu'ils soient eux-mêmes insolubles. Tous ces sels sont décomposables par la potasse, la soude, ou l'ammoniaque. On doit évidemment se servir de potasse ou de soude quand

l'ammoniaque peut redissoudre les oxides précipités, et d'ammoniaque dans le cas contraire. Il faut toujours mettre un excès d'alcali pour opérer la précipitation, afin d'être assuré que l'oxide insoluble n'entraîne pas avec lui une petite quantité d'acide. Quelquefois même il est nécessaire d'opérer à chaud pour éviter cet inconvénient. Il arrive souvent, par exemple, que l'oxide précipité d'un nitrate ou d'un sulfate retienne une certaine quantité d'acide nitrique ou sulfurique. On doit dissoudre le sel dans vingt fois son poids d'eau au moins, afin que l'oxide se dépose aisément et qu'on puisse le laver par décantation. On renouvelle plusieurs fois l'eau qui le surnage, et enfin, on le jette sur un filtre, où il est lavé de nouveau jusqu'à ce qu'il ne cède plus aucune partie soluble à l'eau qui le traverse. On le sèche alors et on doit l'enfermer avec soin à l'abri du contact de l'air, s'il est, comme l'oxide d'argent, capable d'en absorber l'acide carbonique.

Il y a quelques sels que l'eau décompose et dont elle semble précipiter l'oxide, par exemple, les nitrates ou sulfates de mercure; mais dans tous ces cas, les précipités ne sont que des sous-sels qui retiennent encore une assez grande proportion d'acide; ce mode de préparation serait donc inexact.

Dans la décomposition des sels par des bases puissantes, il est rare que l'oxide précipité soit bien pur. En général, l'oxide qui est mis en liberté, peut jouer le rôle d'acide à l'égard de la base qui le sépare, et comme celle-ci est toujours employée en excès, il se forme un sel dans presque tous les cas. Toutefois, dans ces sortes de composés, la quantité de base est toujours très-petite, si le lavage est long-temps continué, car le composé est trop peu stable, pour résister à l'action de l'eau bouillante long-temps prolongée. C'est ainsi que dans la décomposition des sels de bioxide de cuivre, par la potasse ou par la soude, on obtient, au lieu de bioxide de cuivre pur, un véritable cu-

prate de potasse ou de soude, dont les lavages ne peuvent jamais extraire les deux ou trois centièmes d'alcali qui sont combinés avec l'oxide de cuivre.

Il en est à peu près de même des oxides acides insolubles que l'on sépare au moyen d'un acide des sels solubles qu'ils forment avec les bases alcalines. Ils entraînent généralement avec eux une petite quantité de l'acide qui les précipite, et qu'on peut évaluer en général à un ou deux centièmes. Ce qu'on vient de dire à l'égard des bases s'applique encore ici, car il est évident que l'acide précipité est plus faible que l'acide précipitant, et qu'il peut jouer le rôle de base à son égard. On se débarrasse de cette petite quantité d'acide étranger, en calcinant celui qu'on veut obtenir, quand la chose est possible, car en général l'acide précipitant est volatil. Dans le cas contraire, il faut avoir recours à de nombreux lavages. Tous ces procédés sont imparfaits, et quand on le peut, il vaut mieux en éviter l'emploi. C'est toutefois par ce procédé que l'on obtient les acides molybdique, colombique, tungstique, etc.

807. Les oxides peuvent s'extraire des carbonates au moyen de la chaleur, soit que ces carbonates se trouvent dans la nature, soit qu'on les produise artificiellement, en décomposant les sels solubles qui les contiennent par les carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque. Tous les carbonates peuvent servir à la préparation des oxides, excepté ceux de potasse, de soude, et de baryte, qui sont irréductibles par le feu.

L'opération s'exécute dans un creuset ou dans une cornue, selon la nécessité d'abriter plus ou moins l'oxide du contact de l'air. On continue le feu, tant que le résidu fait effervescence, par l'addition d'un acide.

La décomposition des nitrates par le feu est un moyen très-propre à donner des oxides purs; on pourrait l'employer dans la plupart des cas, car presque tous les oxides se combinent à l'acide nitrique; elle n'est toutefois usitée

que pour la préparation de la barite, de la strontiane, du bioxide de cuivre et du bioxide de mercure. On se sert en général d'une cornue pour la calcination des nitrates de barite et de strontiane. La chaleur doit être continuée tant qu'il se dégage de l'oxigène, ou des vapeurs nitreuses; elle a besoin d'être assez intense pour que la décomposition soit complète. Si l'opération est arrêtée trop tôt la barite est mêlée d'hypo-nitrite non décomposé. On le reconnaît en ce qu'elle ne donne pas de chaleur, lorsqu'on l'arrose d'eau, et ne se délite pas; cet effet peut être dû encore à ce qu'il se forme dans cette calcination du deutoxide de barium, qui ne peut être décomposé qu'à une température élevée, et qui ne s'échauffe pas non plus quand on le délaie dans l'eau. La barite, au contraire, convenablement préparée, absorbe l'eau avec tant d'énergie qu'elle peut devenir lumineuse, lorsqu'on l'en arrose goutte à goutte.

On peut obtenir directement par l'action de l'acide nitrique sur les métaux quelques oxides qui ne s'y dissolvent pas, à cause de leur tendance acide. Ce sont l'acide stannique, l'acide antimonieux; mais, pour être purs, ces oxides doivent être calcinés; sans cela, ils retiendraient de l'acide nitrique, car ils sont capables de jouer à l'égard de cet acide le rôle de bases faibles.

L'action de l'acide nitrique sur les métaux, et sur l'étain en particulier, est des plus vives.

Il est toutefois nécessaire, pour qu'elle ait lieu, que l'acide ne soit pas trop concentré; s'il est fumant, elle est nulle; des faits semblables se remarquent dans l'action de l'acide sulfurique concentré sur le zinc, le fer. Si l'acide est concentré l'action est nulle ou peu active, et le devient beaucoup au contraire, si l'on étend l'acide d'eau. Dans ce dernier cas, le phénomène se comprend mieux que dans le premier, puisque l'eau elle-même doit être décomposée, tandis que dans l'autre, l'oxida-

tion du métal peut n'être produite qu'aux dépens de l'acide seul, l'eau n'y jouant qu'un rôle secondaire.

Deux oxides, le peroxide de plomb et l'oxide de chrôme se préparent par des procédés qui diffèrent de ceux qu'on vient de passer en revue.

Le peroxide de plomb s'obtient en traitant le minium ou deutoxide de plomb par un acide; on emploie généralement l'acide nitrique. Le minium paraît être une combinaison du protoxide et du peroxide de plomb, que l'acide désunit. La réaction s'opère à la température ordinaire; on porte la liqueur à l'ébullition pour s'assurer qu'elle est complète.

L'oxide de chrôme résulte de la calcination du chromate de mercure. L'acide chromique abandonne à la température rouge une partie de l'oxigène qu'il contient et qui se dégage avec les élémens de l'oxide de mercure.

Il est enfin un dernier procédé employé à la préparation des peroxides, et qui donne naissance à des produits qu'on ne saurait obtenir par d'autres moyens. C'est l'emploi de l'eau oxigénée ou deutoxide d'hydrogène. L'oxide doit, s'il est soluble, être employé en dissolution; on y verse un excès de deutoxide d'hydrogène étendu d'eau, et le peroxide se précipite souvent sous forme cristalline. C'est ainsi qu'on obtient les bioxides de calcium et de strontium. Ceux de zinc, de nickel et le tritoxide de cuivre s'obtiennent de même au moyen du deutoxide de l'hydrogène, que l'on fait agir sur les hydrates de protoxide de zinc, de protoxide de nickel et de bi-oxide de cuivre.

CHAPITRE IV.

Action du chlore sur les métaux. — Chlorures métalliques en général.

808. L'action du chlore sur les métaux est encore plus énergique que celle de l'oxigène. Tous les métaux sont attaqués à froid par le chlore, et souvent avec dégagement de chaleur et de lumière. Ceux qui, à froid, ne peuvent pas s'enflammer dans le chlore, y prennent feu, dès qu'on élève suffisamment leur température. Dans tous les cas, il se forme un chlorure métallique. Comme tous les chlorures sont fusibles à une température assez basse, et que la plupart d'entre eux sont volatils, rien ne s'oppose en général, à la continuité de l'action, qui, une fois commencée, se propage d'elle-même jusqu'à ce que tout le métal ou tout le chlore aient été employés. Il résulte de là que le chlore humide n'exerce pas, en général, sur les métaux, une action beaucoup plus vive que celle qui appartient au chlore sec. Bien que la plupart des chlorures soient solubles dans l'eau, la présence de ce liquide ne peut exercer qu'une faible influence, puisque d'une part les chlorures volatils, en se formant, laissent à nu le résidu métallique, et que les chlorures fusibles en font autant, tandis que, d'autre part, l'action s'exerçant à froid dans la plupart des cas, le chlore n'a plus besoin d'une condensation préalable, ou du secours d'un état électrique particulier, ainsi que cela a lieu relativement à l'oxigène.

La tendance du chlore à s'unir aux métaux ne peut point se mesurer par les procédés qu'on a mis en usage à l'égard de l'oxigène. En effet, tous les chlorures se forment à la température ordinaire, et peu d'entre eux se décomposent à une température élevée. Mais, avec quelques détours, on parvient néanmoins à des résultats assez satisfaisans.

Ainsi, les chlorures de la dernière section se décomposent tous à une température élevée, à l'exception du chlorure d'argent. Ce métal, qui à tant d'égards, se distingue de ceux que la dernière section renferme, se rapproche par ce caractère du plomb auquel il ressemble sous bien d'autres rapports. Les métaux de la dernière section sont incapables d'ailleurs de se transformer en chlorures, par l'action combinée de l'oxigène et de l'acide hydrochlorique, à la température ordinaire.

Les métaux de la quatrième et de la cinquième section pourront au contraire, produire des chlorures par l'action simultanée de l'oxigène et de l'acide hydrochlorique humides à la température ordinaire, mais ils sont incapables de décomposer l'acide hydrochlorique sec, ou dissous dans l'eau.

Les métaux de la première et probablement ceux de la seconde section décomposent l'acide hydrochlorique; mais tandis que le chlore chasse l'oxigène des protoxides de la première section, il ne peut point le chasser de ceux de la deuxième, la magnésie exceptée.

Ces détails suffisent pour montrer que la tendance des métaux à s'unir au chlore, suit en général les mêmes lois que leur tendance à s'unir au gaz oxigène. Il y a toutefois une différence marquée, en ce qui concerne la première et la seconde section.

Nous aurions, en définitive, les sections suivantes :

1° Métaux qui décomposent l'acide hydrochlorique sec,	et dont les protoxides sont décomposés par le chlore.	—1re Section.
	et dont les oxides ne sont pas décomposés par le chlore.	—2e Section, moins le magnésium.
	et dont l'action sur l'acide hydrochlorique sec n'a lieu qu'à une haute températ.	— 3e Section.

2° Métaux qui ne peuvent décomposer l'acide hydrochlorique qu'avec le concours de l'eau et de l'oxig. . . . . 4e et 5e SECTION.

3° Métaux dont les chlorures sont décomposés par la chaleur. . . . . — 6e SECTION, moins l'argent.

809. Les réflexions qui précèdent et les conséquences auxquelles nous avons été conduits suffisent pour montrer qu'on doit être rarement dans le cas, lorsqu'on veut produire des chlorures, d'avoir recours d'une manière nécessaire, à des artifices analogues à ceux que l'on est forcé d'employer lorsqu'on veut produire des oxides. Plus tard, nous indiquerons de nombreux procédés applicables à la préparation des divers chlorures; pour le moment nous nous contenterons d'exprimer ici en quelques mots les réactions qu'on a pu observer à l'égard du chlore condensé.

On l'emploie sous trois formes, à l'état d'eau régale, à l'état d'acide hydrochlorique et à l'état de chlorure métallique.

L'action de l'eau régale a été déjà analysée ; on a vu qu'elle pouvait, dans tous les cas, être ramenée à celle du chlore lui-même, mais comme il est très-condensé puisqu'on l'offre liquide au métal, l'action est généralement très-vive. L'eau régale s'emploie pour chlorurer les métaux de la dernière section, ainsi que l'étain quand on veut transformer ce métal en bi-chlorure. Son action est réellement la même que celle du chlore, sauf la rapidité ou l'énergie qui, selon le cas, peut être en faveur du chlore gazeux, ou de l'eau régale elle-même.

L'acide hydrochlorique liquide présente aussi du chlore très-condensé; mais comme il est engagé dans une com-

binaison forte, les métaux des trois premières sections peuvent seuls s'en emparer. L'hydrogène est alors mis en liberté. Avec le concours de l'oxigène, les métaux de la quatrième et de la cinquième section donnent naissance à de l'eau et à un chlorure; mais cette action, qui ne s'exerce qu'avec des matières humides est d'ailleurs si lente, qu'on a rarement occasion de s'en servir; il est évident, du reste, qu'elle n'est qu'un cas particulier des oxidations opérées par le concours de l'eau, de l'air et d'un acide, car on peut concevoir que le métal s'oxide d'abord, et que l'oxide formé réagit ensuite sur l'acide hydrochlorique.

Les métaux peuvent aussi se chlorurer aux dépens du chlore des chlorures métalliques. C'est ce qui a lieu dans les cas très-nombreux où l'on décompose par les métaux des premières sections le bichlorure de mercure.

Enfin le chlore attaque mieux certains métaux, quand on combine son action avec celle d'un chlorure acide ou d'un chlorure basique. On cherche alors à former un chlorure double, et l'on mélange le métal avec du chlorure de potassium, par exemple, quand il doit former un chlorure acide : si le métal devait produire un chlorure basique, on pourrait y joindre au contraire un chlorure acide, tel que le bi-chlorure de mercure, le chlorure d'or, celui de platine, etc. Les forces mises en jeu sont analogues à celles qui agissent dans les cas examinés précédemment, où l'on a mis en contact des métaux avec de l'oxigène et des bases ou des acides. M. Berzélius a tiré parti de ce point de vue d'une manière très-avantageuse, quand il a voulu chlorurer quelques métaux de la dernière section d'une manière prompte et complète. L'addition d'un chlorure bien choisi présente, dans ce cas, un avantage particulier, en ce sens que le nouveau chlorure, en se combinant avec lui, en acquiert plus de stabilité.

Après avoir ainsi défini les conditions générales de l'action du chlore sur les métaux, il nous reste à examiner les chlorures eux-mêmes, sous le rapport de leur classification chimique, de leurs propriétés ou de leur composition, et nous devons en outre faire connaître les nombreux procédés par lesquels on parvient à les obtenir.

810. *Classification*. De même que les oxides, les chlorures se partagent en plusieurs classes bien distinctes, savoir : les *chlorures basiques*, les *chlorures acides*, les *chlorures indifférens*, et les *chlorures salins*. En général, les chlorures de ces diverses classes correspondent aux oxides que nous avons désignés sous les mêmes noms, et peuvent presque toujours se former en traitant ces oxides par l'acide hydrochlorique.

Mais tandis que, pour les quatre classes indiquées, nous voyons les chlorures répéter avec une fidélité remarquable tous les composés auxquels l'oxigène donne naissance, on observe avec étonnement que les oxides singuliers ne présentent jamais de chlorures correspondans par la composition ou par les propriétés. Les oxides singuliers, traités par l'acide hydrochlorique, donnent tous un dégagement de chlore et un chlorure inférieur, ou bien du peroxide d'hydrogène et un chlorure inférieur encore. On n'a pu d'ailleurs, par aucun autre procédé, combiner le chlore dans la proportion qui conviendrait à ces sortes de corps. On arrive toujours au-dessus ou au-dessous de cette proportion. Quelle que soit la cause de ce phénomène, il est trop général pour que nous n'ayons pas dû le faire remarquer.

Ajoutons que parmi les recherches de chimie générale, dignes d'être tentées, celles qui auraient pour objet la découverte des chlorures singuliers mériteraient une attention particulière, en ce sens que de tels corps auraient sans doute des réactions analogues à celles des oxides cor-

respondans, et conduiraient par cela même à produire un perchlorure d'hydrogène analogue à l'eau oxigénée.

Voici le tableau des chlorures connus :

TABLEAU DES CHLORURES MÉTALLIQUES.

NOM DU CHLORURE.	COMPOSITION et nature du chlorure.			
	Acide.	Basique.	Indiffér.	Singulier ou salin.
PREMIÈRE SECTION.				
Calcium. . . Chlorure. .	. . . .	$Ca\ Ch^2$		
Strontium. . id. . .	. . . .	$Sr\ Ch^2$		
Barium. . . id. . .	. . . .	$Ba\ Ch^2$		
Lithium. . . id. . .	. . . .	$Li\ Ch^2$		
Potassium. . id. . .	. . . .	$K\ Ch^2$		
Sodium. . . id. . .	. . . .	$N\ Ch^2$		
DEUXIÈME SECTION.				
Magnésium. id. . .	. . . .	$Mg\ Ch^2$		
Yttrium. . . id. . .	. . . .	. . . .	$Y\ Ch^2$	
Glucinium. . id. . .	. . . .	. . . .	$G\ Ch^2$	
Aluminium. id. . .	. . . .	. . . .	$Al\ Ch^3$	
Zirconium. . id. . .	. . . .	. . . .	$Zr\ Ch^3$	
Cobalt. . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Ca\ Ch^2$	
Nickel. . . . id. . .	. . . .	. . . .	$Ni\ Ch^2$	
TROISIÈME SECTION.				
Manganèse. . Chlorure. .	. . . .	$Mn\ Ch^2$		
id. . . Perchlorure.	$Mn^2\ Ch^5$			
Zinc. . . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Zn\ Ch^2$	
Fer. . . . . . Chlorure. .	. . . .	$Fe\ Ch^2$		
id. . . . . . Sesquichlor.	. . . .	. . . .	$Fe\ Ch^3$	
Étain. . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$St\ Ch^2$	
id. . . . Bichlorure. .	$St\ Ch4$			
Cadmium. . Chlorure. .	. . . .	$Cd\ Ch^2$		
QUATRIÈME SECTION.				
Arsenic. . . Chlorure. .	$As\ Ch^3$			
Chrome. . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Chr\ Ch^3$	
id. . . Perchlorure.	$Chr\ Ch^6$			
Molybdène. . Chlorure. .	$Mo\ Ch^6$			

	Acide.	Basique.	Indiffér.	Singulier ou salin.
SUITE DE LA SECTION.				
Tungstène. . Chlorure. .	$W Ch^6$			
Tantale. . . id. . .	$Ta Ch^6$			
Antimoine. . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Sb Ch^3$	
id. . Perchlorure.	$Sb Ch^6$			
Urane. . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$U Ch^3$	
Cérium. . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Ch Ce^2$	
id. . . Sesquichlor.	. . . .	. . . .	. . . .	$Ce Ch^3$
Titane. . . . Chlorure. .	$Ti Ch^4$			
Bismuth. . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Bi Ch^3$	
Cuivre. . . . Chlorure. .	. . . .	$Cu Ch$		
id. . . . . Bichlorure.	. . . .	. . . .	$Cu Ch^2$	
Tellure. . . . Chlorure. .	$Te Ch^4$			
Plomb. . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Pb Ch^2$	
CINQUIÈME SECTION.				
Mercure. . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	. . . .	$Hg Ch$
id. . . Bichlorure.	. . . .	. . . .	$Hg Ch^2$	
Osmium. . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Os Ch^2$	
id. . . . Sesquichlor.	. . . .	. . . .	$Os Ch^3$	
id. . . . Bichlorure.	$Os Ch^4$			
id. . . . Perchlorure	$Os Ch^6$			
Rhodium. . . Chlorure. .	. . . .	$R Ch^2$		
id. . . Deutochlor.	. . . .	. . . .	. . . .	$RCh^2 + RCh^3$
id. . . Perchlorure.	. . . .	. . . .	$R Ch^3$	
SIXIÈME SECTION.				
Argent. . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Ag Ch^2$	
Palladium. . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Pd Ch^2$	
id. . . Perchlorure.	$Pd Ch^4$			
Or. . . . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Au Ch^3$	
Platine. . . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Pt Ch^2$	
id. . . . Perchlorure.	$Pt Ch^4$			
Iridium. . . Chlorure. .	. . . .	. . . .	$Ir Ch^2$	
id. . . Sesquichlor.	. . . .	. . . .	$Ir Ch^3$	
id. . . Bichlorure.	$Ir Ch^4$			
id. . . Perchlorure	$Ir Ch^6$			

811. A côté de ce tableau, nous devons placer, ainsi que nous l'avons fait pour les oxides, le tableau des chlorures, rangés par ordre de tendance chimique. Nous mettons en premier lieu les plus basiques, et ainsi de suite jusqu'au plus acide. Ce tableau offre *à peu près* la situation relative des

chlorures connus ; mais, pour que cette situation fût bien précise, il serait indispensable de faire un grand nombre de recherches qui ne sont point sans difficulté, dans l'état actuel de la science.

Tableau des chlorures rangés par ordre de tendance.

Chlorure de potassium. . .	K Ch^2.
— de sodium. . . .	Na Ch^2.
— de lithium. . . .	Li Ch^2.
— de barium. . . .	Ba Ch^2.
— de strontium. . .	Sr Ch^2.
— de calcium. . . .	Ca Ch^2.
— de magnésium. .	Mg Ch^2.
— de fer.	Fe Ch^2.
— de manganèse. .	Mn Ch^2.
— de cadmium. . .	Cd Ch^2.
— de cobalt. . . .	Co Ch^2.
— de cuivre. . . .	Cu Ch^2.
— de nickel. . . .	Ni Ch^2.
— de plomb. . . .	Pb Ch^2.
— d'argent. . . .	Ag Ch^2.
— de glucine. . . .	G Ch^3.
— d'alumine. . . .	Al Ch^3.
— de zircone. . . .	Zr Ch^3.
— d'antimoine. . .	Sb Ch^3.
— de bismuth. . .	Bi Ch^3.
Bichlorure de mercure. . .	Hg Ch^2.
Sesquichlorure de fer. . .	Fe Ch^3.
Chlorure de palladium. . .	Pd Ch^2
— de rhodium. . .	R Ch^2
— d'osmium. . . .	
— d'iridium. . . .	
— d'or.	Au Ch^3
— de platine. . .	Pt Ch^2
Perchlorure de palladium.	Pd Ch^4
— de rhodium. .	R Ch^3
— de platine. . .	Pt Ch^4

Bichlorure d'étain.	St Ch^4.
Chlorure de titane.	Ti Ch^4.
Chlorure d'arsenic.	As Ch^3.
— de molybdène. .	Mo Ch^6.
— de tungstène. . .	W Ch^6.
Perchlorure d'antimoine. .	St Ch^6.
— de manganèse.	Mn Ch^5.
— de chrôme. .	Chr Ch^6.

812. Le tableau qui précède ne présente qu'un petit nombre de chlorures salins. Ce n'est pas que ces corps soient rares ou difficiles à produire, mais c'est que l'attention des chimistes ne s'est portée sur eux que depuis peu, et qu'on a pu les confondre quelquefois avec ceux d'entre les vrais chlorures auxquels ils ressemblaient le plus. Cette section s'augmentera par la suite, et son étude servira à expliquer beaucoup de phénomènes encore obscurs. Par un examen plus approfondi, la classe des chlorures doit donc acquérir beaucoup de nouvelles espèces. En effet, ces sortes de composés correspondent presque toujours, par leurs proportions, à l'un des oxides du métal qui en fait partie, et comme l'on connaît bien plus d'oxides que de chlorures, il reste beaucoup de corps de cette classe à découvrir, et tout porte à penser même que ce sont réellement les plus intéressans par leurs caractères et leurs réactions qui manquent encore à la science.

813. *Composition.* On peut exprimer d'une manière simple la composition des chlorures, ainsi que celle des bromures, iodures et fluorures qui ont tant d'analogie avec eux. Ils correspondent presque toujours à l'un des oxides du métal qu'ils contiennent, c'est-à-dire que la quantité d'hydrogène qui transformerait l'oxigène de l'oxide en eau suffirait pour produire exactement de l'acide hydrochlorique avec le chlore du chlorure, de l'acide hydriodique avec l'iode de l'iodure, etc. ; d'où l'on voit que le nombre des atomes de chlore, d'iode, de brôme ou de fluor est toujours néces-

sairement double de celui de l'oxigène qui se trouve dans les oxides correspondans aux chlorures, brômures, iodures ou fluorures. Il suffit, pour entendre cette loi, de se rappeler que deux atomes d'hydrogène, qui n'en exigent qu'un seul d'oxigène pour former de l'eau, en prennent au contraire deux de chlore, de brôme, d'iode ou de fluor pour former des hydracides.

Il résulte de cette loi, des rapprochemens nécessaires à connaître; nous allons les exposer, en prenant le chlore pour exemple. Tout ce que nous dirons s'applique également au brôme, à l'iode et au fluor.

814. Supposons qu'un chlorure décompose l'eau; plusieurs cas peuvent se présenter, mais le plus général et le plus simple consiste dans la transformation du métal en oxide et du chlore en acide hydrochlorique. Les proportions sont faciles à établir.

Produits employés.		*Produits obtenus.*	
1 at. chlorure =	1 at. métal. 2 at. chlore.	1 at. oxide =	1 at. métal. 1 at. oxigène.
2 at. eau =	2 at. hydrogène. 1 at. oxigène.	4 at. acide hydrochloriq. =	2 at. hydrogène 2 at. chlore.

D'où il résulte évidemment, que le chlorure décomposera toujours autant d'atomes d'eau qu'il contient d'atomes de chlore, et qu'il produira un oxide contenant tout l'oxigène de l'eau décomposée.

Si, au contraire, on fait agir l'acide hydrochlorique sur un oxide, et qu'il se forme de l'eau et un chlorure, ce qui arrive ordinairement, il suffira de renverser le tableau pour représenter cette nouvelle réaction. Alors chaque atome d'oxigène dans l'oxide en exige quatre d'acide hydrochlorique, pour en former deux d'eau, et un d'un chlorure renfermant deux atomes de chlore.

815. L'action des chlorures sur l'eau n'est pas toujours aussi simple. En effet, l'on peut concevoir que l'oxide formé soit capable de se combiner avec le chlorure employé,

Alors une portion du chlorure décomposera l'eau comme on vient de l'établir ; il se formera une certaine quantité d'acide hydrochlorique qui restera libre, et en même temps une certaine quantité d'un composé de l'oxide produit et du chlorure non détruit. Il faut, pour que ce cas se réalise, que le chlorure puisse jouer le rôle d'acide ; aussi ne doit-on s'attendre à observer de semblables réactions qu'autant que le métal est de nature électro-négative. Les chlorures d'antimoine, de bismuth, etc., produiront, par exemple, ces sortes de composés. Il en sera de même des iodures, des bromures et des fluorures, sinon avec ces métaux, du moins avec des métaux analogues.

Il pourrait arriver encore que l'hydracide produit, se combinant avec une portion du corps employé, le préservât de même de l'action de l'eau : alors ce serait l'oxide qui resterait libre, et il se formerait un hydrochlorate de chlorure, un hydrofluate de fluorure, etc. C'est ce qui arrive avec le fluorure de bore, le fluorure de silicium, et si l'on ne connaît pas de composé métallique qui se comporte de la même manière, cela tient peut-être à l'examen trop incomplet de ceux qui pourraient offrir cette espèce de réaction. Bien entendu, que la portion du corps qui décomposerait l'eau, agirait toujours comme on l'a dit plus haut, quant à la réaction atomique.

Nous reviendrons sur l'action que l'eau peut exercer à l'égard de ces corps. Ce qu'on vient de voir suffit pour établir les règles précises relatives à leur composition, règles dont nous aurons besoin dans l'examen de leurs caractères généraux.

816. *État*. L'état des chlorures varie : les uns sont solides à la température ordinaire, c'est le plus grand nombre ; les autres sont liquides dans les mêmes circonstances ; enfin, il en est qui sont presque gazeux.

On peut faire à ce sujet une remarque digne de quelque attention. L'atome du fluor est le plus léger ; vient ensuite

celui du chlore, puis celui du brôme, enfin celui de l'iode. Or, la tendance de ces quatre corps à produire des combinaisons volatiles est précisément en raison inverse du poids de leurs atomes.

En effet, tous les iodures sont solides; les brômures le sont presque tous. Parmi les chlorures, ceux d'étain, de titane, de chrôme, de manganèse, sont liquides; et parmi les fluorures on retrouve le même caractère aux composés correspondans, avec une volatilité qui paraît plus grande que celle des chlorures.

Tous les chlorures, même ceux qui sont liquides, sont plus pesans que l'eau.

Les chlorures solides sont tous inodores; mais les chlorures liquides exhalent des vapeurs douées d'une odeur très-pénétrante.

La saveur des chlorures est très-variable; celui d'argent seul n'en possède aucune, à cause de sa complète insolubilité.

817. *Action du feu.* Tous ces corps sont fusibles à une température plus ou moins élevée. Il en est qui sont liquides à la température ordinaire; il en est d'autres qui exigent une chaleur rouge très-vive pour se fondre. Presque tous sont volatils, et si dans le nombre il en est quelques-uns qui le soient à peine, du moins à une très-haute température, et sous l'influence d'un courant de gaz, donnent-ils encore des signes évidens de sublimation. Pour le même métal, les perchlorures sont en général plus fusibles et plus volatils que les chlorures.

Presque tous ces corps sont inaltérables par la chaleur. Les composés produits par l'or, le platine, le rhodium, l'iridium et le palladium, sont les seuls qui soient détruits par le feu, et dans ce cas, le métal reste pur, et le corps électro-négatif se dégage, pourvu que la température soit assez élevée.

818. *Propriétés chimiques.* Beaucoup de corps peu-

vent agir sur les chlorures, soit en leur enlevant le chlore, soit en leur enlevant le métal, soit en s'unissant à eux sans les décomposer. Comme les chlorures jouent un grand rôle dans la chimie inorganique, et que d'ailleurs leur étude détaillée rendra facile celle des brômures, des iodures, des fluorures, et même des sulfures et des séléniures, il est nécessaire de la faire avec tout le développement dont elle est susceptible.

Parmi les corps simples, il en est qui agissent sur les chlorures par affinité pour le chlore, et dans ce cas, la classification des métaux permet presque toujours de représenter les phénomènes assez facilement. Il en est d'autres qui agissent au contraire par affinité pour le métal, et alors les résultats ne semblent plus susceptibles d'être généralisés, si on se contente de la classification des métaux; mais ils peuvent l'être quand on a recours à la classification des chlorures eux-mêmes. Nous ferons donc simultanément usage de ces deux modes de classement, ainsi que nous l'avons fait déjà en étudiant les oxides.

819. *Action des corps non-métalliques.* Le carbone, le bore, le silicium, l'azote, sont sans action sur les chlorures. Toutefois le bore et le silicium agiront nécessairement sur ces composés quand ceux-ci seront destructibles par le feu, et alors ils se comporteront comme ils le feraient à l'égard du chlore.

L'hydrogène décompose tous ces corps à une température plus ou moins élevée, à l'exception de ceux qui ont pour base des métaux alcalins ou terreux, c'est-à-dire les métaux appartenant aux deux premières sections. L'hydrogène s'empare du chlore, forme de l'acide hydrochlorique, et laisse le métal à nu. L'action de ce corps est même si puissante qu'elle s'exerce à une température très-basse sur les composés formés par l'argent, l'or et les métaux analogues.

L'oxigène est loin d'avoir une action aussi générale. Il

est même difficile d'établir quelque règle à cet égard, car l'action n'est point la même sur les divers chlorures fournis par le même métal. Quand il y a action, le métal est oxidé, et le chlore combiné avec lui devient libre.

Sauf les chlorures des deux dernières sections, qui ne peuvent pas être décomposés par l'oxigène, puisque les métaux qui en font partie ne se combinent pas ou ne se combinent que très-difficilement avec l'oxigène, on peut en général admettre que l'oxigène est sans action sur les chlorures basiques, et qu'il décompose au contraire les chlorures acides et la plupart des chlorures indifférens. Mais souvent l'action doit être incomplète, par suite de la formation d'un composé de chlorure et d'oxide sur lequel l'oxigène cesse d'agir.

820. On ne connaît pas l'action du fluor sur les chlorures; mais on peut présumer que ce corps déplacerait le plus souvent le chlore. Toutefois, le chlore paraît capable de chasser le fluor de quelques-unes de ses combinaisons, et en particulier du fluorure de mercure.

On sait que le chlore enlève les métaux à tous les brômures ou iodures; il forme des chlorures avec ces métaux et met le brôme ou l'iode en liberté; et quand le chlore est en excès, il peut se former en outre du chlorure de brôme ou du chlorure d'iode. On peut conclure de ces faits que le brôme et l'iode ne pourront décomposer les chlorures qu'à la faveur de circonstances particulières; dans le cas, par exemple, où l'on emploirait un chlorure qui, passant à l'état de perchlorure, céderait une partie de son métal au brôme ou à l'iode.

Le soufre, le sélénium, le phosphore et l'arsenic sont sans action sur les chlorures appartenant à la première ou à la deuxième section; mais quand on opère sur des composés fournis par des métaux moins positifs que ceux-ci, il peut arriver que la tendance de ces corps à s'unir à la fois avec le métal et le chlore, détermine la réaction. C'est

ainsi que le perchlorure de chrôme est décomposé à froid par le soufre. Il se produit du chlorure de soufre et du sulfure de chrôme. L'action est assez vive pour qu'il y ait production de lumière. Le perchlorure de manganèse agirait probablement de la même manière. Il arrive même quelquefois que cette double influence n'est pas nécessaire. C'est ainsi, que le phosphore et l'arsenic peuvent, l'un et l'autre, décomposer le chlorure de mercure, mettre le mercure à nu, et former des chlorures de phosphore ou d'arsenic. Ceci prouve que le mercure, le phosphore et l'arsenic ont des tendances à peu près égales à s'unir avec le chlore, et que la réaction est déterminée par la différence de volatilité des composés qui peuvent se produire. Les chlorures de phosphore et d'arsenic sont en effet bien plus volatils que le chlorure de mercure.

821. *Action des métaux.* L'action des métaux sur les chlorures est assez bien exprimée par la classification des métaux en sections. En effet, les métaux de la première section décomposent bien tous les chlorures des sections suivantes et ainsi de suite, sauf quelques exceptions qui semblent même tenir à des circonstances étrangères à la réaction. On a tiré un parti fort heureux de ce genre de phénomène, depuis long-temps, pour se procurer tous les chlorures volatils de la quatrième section, en décomposant le bichlorure de mercure par les métaux que l'on voulait chlorurer. On a fait usage récemment du même principe, en sens inverse, pour se procurer les métaux de la deuxième section en décomposant les chlorures de cette section par le potassium.

822. Les corps composés, en agissant sur les chlorures, peuvent donner naissance à des phénomènes très-variés, que l'on peut néanmoins prévoir le plus souvent, en tenant compte : 1° de la tendance du chlorure et de celle du corps employé, 2° de la tendance des élémens du chlorure et de celle des élémens du corps qu'on met en contact avec lui.

Nous allons rassembler ici les principaux faits observés à cet égard.

822. *Action de l'eau.* Nous avons déjà exprimé l'opinion qui nous paraît la plus probable relativement à l'action que l'eau exerce sur les chlorures (LXIX). Toutefois, comme le sujet présente quelques difficultés, et qu'en général on lui attribue une importance qu'il est loin d'avoir sans doute, nous croyons utile d'entrer dans quelques détails de plus.

Tous les chimistes sont d'accord sur les faits, et ceux-ci peuvent être classés sous les quatre divisions suivantes :

1° Presque tous les chlorures se dissolvent dans l'eau; le chlorure d'argent, le chlorure de mercure n'y sont point solubles; le chlorure de plomb s'y dissout en petite proportion.

2° L'eau décompose les chlorures de bismuth et d'antimoine; il se forme un précipité blanc contenant de l'oxide et du chlorure; il reste dans la liqueur de l'acide hydrochlorique retenant un peu d'oxide.

3° Les chlorures indifférens de la deuxième, de la troisième et de la quatrième section, se dissolvent dans l'eau, mais sont décomposés, quand on essaie de les ramener à l'état solide par l'évaporation. Il se produit alors de l'acide hydrochlorique qui se dégage et un oxide qui reste pour résidu. Il en est de même des chlorures acides.

4° Les chlorures basiques et les chlorures indifférens de la cinquième et de la sixième section, après avoir été dissous dans l'eau, peuvent être reproduits par la simple évaporation. Dans cette circonstance, il n'y a ni dégagement d'acide hydrochlorique, ni formation d'oxide.

823. Ceci admis, faut-il en conclure que tous les chlorures peuvent décomposer l'eau et produire de l'acide hydrochlorique et un oxide qui restent unis, sous forme de sel? ou bien faut-il considérer tous les chlorures comme des corps qui se dissolvent purement et simplement dans l'eau sans

s'altérer, sauf les chlorures de bismuth et d'antimoine qui réagissent d'une manière évidente sur ce liquide? ou bien enfin, doit-on partager les chlorures en deux classes, en admettant que les uns décomposent l'eau et que les autres s'y dissolvent sans la décomposer? Telles sont les questions qu'on peut se faire; voici les argumens que chacune de ces opinions fait valoir en sa faveur.

824. On est porté à penser que tous les chlorures décomposent l'eau, en considérant que cette décomposition est évidente, pour les chlorures de bismuth et d'antimoine, à la température ordinaire, et qu'elle ne l'est pas moins au moyen de l'évaporation pour les chlorures d'aluminium, le perchlorure de fer, etc. Mais, dans le premier cas, il se forme un composé particulier qui peut exercer une influence puissante sur la production du phénomène. Dans le second cas, la décomposition de l'eau ne devenant possible qu'au moment de la destruction du composé, on ne peut pas conclure qu'elle soit réelle avant le moment où l'acide hydrochlorique et l'oxide métallique apparaissent séparés l'un de l'antre.

L'existence des hydrochlorates semble bien probable quand on se rappelle que l'acide hydrochlorique se combine évidemment avec l'ammoniaque, et constitue ainsi un hydrochlorate sur lequel ne peut s'élever aucun doute, et qui, d'ailleurs, présente une foule de propriétés qui lui sont communes avec les chlorures basiques. Mais la difficulté reste entière quand on réfléchit à la nature particulière de l'ammoniaque et quand on songe que, par la décomposition réciproque de ce corps et de l'acide hydrochlorique, on obtiendrait toujours de l'ammoniaque et de l'acide hydro-chlorique. Les élémens sont donc là dans un état d'équilibre qui ne se reproduit probablement pas d'une manière absolue entre tous les oxides et l'acide hydrochlorique, ou bien entre tous les chlorures et l'eau.

Enfin, M. Chevreul a fait observer que tous les chlo-

rures solubles dans l'eau offrent, à l'état de dissolution, des couleurs semblables ou analogues à celles des sels formés par les oxides correspondans. C'est ainsi que le chlorure de fer dissous est vert comme les sels de protoxide de fer ; c'est encore ainsi que le sesqui-chlorure de fer dissous est jaune comme le sont tous les sels de sesqui-oxide de fer. Cette analogie constante pourra servir quelque jours à trancher la difficulté qui nous occupe ; mais, pour le moment, les idées qu'on peut avoir sur la coloration des corps sont trop vagues, pour qu'il soit possible d'en rien conclure.

825. D'un autre côté, les partisans de l'hypothèse qui repousse l'existence des hydrochlorates, font observer que leur formation et leur destruction s'opèrent sous des influences trop faibles pour qu'il n'y ait pas lieu à quelques difficultés. En effet, les chlorures secs, en se dissolvant dans l'eau, passeraient à l'état d'hydrochlorates, et leurs dissolutions reproduiraient des chlorures par le seul fait de la cristallisation. En outre, quand deux chlorures se combinent à sec, on aurait un chlorure double, et, si ce dernier était soluble, il donnerait par la simple dissolution un hydrochlorate double : ainsi, on aurait des chlorures, des hydrochlorates, des chlorures doubles et des hydrochlorates doubles ; ce qui complique étrangement l'étude et l'histoire de ces corps. D'ailleurs, quand on compare les chlorures et les hydrochlorates, il ne semble pas que la différence soit plus grande que celle qui se remarque entre les sels anhydres et les sels pourvus d'eau de cristallisation ; et, dans beaucoup de cas, cette union paraît même plus faible, puisque certains chlorures, en se dissolvant dans l'eau, produisent du froid. Tels sont les chlorures de potassium et de sodium.

A cela, on pourrait répondre que la nécessité de reconnaître deux nouvelles classes de composés, les hydrochlorates et les hydrochlorates doubles, ne doit point

avoir d'influence sur une question de principes. Les faits doivent toujours passer avant les classifications. Celles-ci se bornent à les représenter tels qu'ils sont. Du reste, comme il est évident que le passage de l'état de chlorure à celui d'hydrochlorate s'opère avec facilité, il n'est pas surprenant que la cristallisation ou la dissolution, même en les considérant comme des forces faibles, puissent opérer cette transformation. C'est précisément parce que l'équilibre entre ces deux états de molécules est très-instable, que nous avons tant de peine à découvrir leur situation réelle, et que les forces les plus faibles peuvent la modifier.

826. De part et d'autre, comme on voit, les objections et les réponses laissent la question dans le doute. En adoptant une opinion à ce sujet, nous avons dû en donner les motifs; soit pour en fixer la nature, soit pour montrer les limites dans lesquelles on doit renfermer les conséquences qui en découlent. Mais, pour bien concevoir la théorie de ces phénomènes, il faut considérer l'action de l'eau sur les corps composés, d'une manière générale, et faire l'application des idées auxquelles on sera conduit aux chlorures eux-mêmes.

On distingue généralement trois sortes de phénomènes dépendant de l'action de l'eau sur les corps. Nous avons suffisamment défini la nature et la composition de ce liquide, pour qu'il soit permis d'en aborder immédiatement la discussion.

L'eau peut agir comme dissolvant.

Ou bien elle forme des combinaisons réelles et définies.

Ou bien encore, elle intervient dans les phénomènes par ses élémens, soit qu'elle se décompose, soit qu'elle se reforme.

L'action des chlorures sur l'eau, peut offrir ces trois ordres de phénomènes.

827. Il n'est guère possible de discuter en particulier la

dissolution par l'eau, sans envisager ce phénomène sous un point de vue plus général, aussi prendrons-nous la question de plus haut, afin de rassembler toutes les lumières qui peuvent éclairer cette discussion. On appelle dissolution le mélange en toutes proportions qui peut s'effectuer entre deux ou plusieurs corps. Deux corps qui se dissolvent peuvent être l'un solide et l'autre liquide, tous les deux liquides, enfin l'un liquide et l'autre gazeux.

Dans tous les cas, il y a d'abord à vaincre la cohésion des molécules du dissolvant, celui-ci devant s'écarter pour recevoir le corps dissous. Si le corps à dissoudre est solide, il faut, en outre, que la cohésion des molécules qui le constituent soit elle-même atténuée au point de l'amener à l'état liquide; enfin s'il est gazeux, il faut pouvoir détruire, en grande partie du moins, la force répulsive qui maintenait les molécules du gaz à une distance assez grande, les unes des autres. La force en vertu de laquelle la dissolution s'effectue, doit donc être supérieure à la cohésion d'un liquide et d'un solide, ou bien à la cohésion de deux liquides, ou bien enfin à la cohésion d'un liquide et à la répulsion des particules d'un gaz. Elle ressemble donc par son énergie, à la force qui détermine les actions chimiques; elle en diffère seulement, parce qu'elle n'a pas de limites dans ses effets apparens.

828. Nous serons tout-à-fait convaincus que la dissolution diffère peu ou point de la combinaison, si nous cherchons à nous représenter l'état des molécules après qu'elle s'est opérée. Il doit s'établir, sans aucun doute, un état d'équilibre qui amène les molécules négatives du corps dissous auprès des molécules positives du dissolvant et réciproquement. Une fois que les premières molécules du dissolvant sont placées, elles déterminent l'arrangement de toutes celles qu'on vient ajouter successivement.

On voit par là, que dans toute dissolution les molécules du dissolvant prennent une position déterminée par la

nature du corps dissous. Celles qui en sont très-rapprochées se trouvent donc dans le même cas que si elles étoient véritablement combinées, bien qu'il ne soit pas impossible qu'à une certaine distance, la réaction du corps dissous devienne insensible, les molécules du dissolvant se disposant les unes à l'égard des autres comme si elles étoient libres, auquel cas il n'y aurait plus combinaison.

829. Dans toute dissolution, on pourrait donc distinguer des molécules combinées, c'est-à-dire disposées dans un ordre déterminé par la nature du corps dissous et des molécules interposées dont l'arrangement ne serait subordonné qu'à l'action propre des premières molécules du dissolvant. Ce qui caractériseroit la dissolution, c'est que les dernières molécules combinées, le seroient d'une manière si faible qu'à l'égard des premières molécules interposées, elles se trouveraient à peu près dans les mêmes rapports que si elles étoient libres les unes et les autres. Le passage étant gradué et insensible, le mélange indéfini n'aurait rien qui dût surprendre. En admettant ces idées, il est facile de voir que la question des chlorures et des hydrochlorates est pour ainsi dire une question de mots : qu'importe en effet que le chlorure dissous soit considéré comme un hydrochlorate, si l'arrangement des molécules est le même dans les deux suppositions ?

830. On peut se représenter un hydrochlorate de la manière suivante :

Hydrogène	+ O	O	— oxigène
Chlore.	— O	O	+ métal.

En admettant, d'après ce qui précède, qu'un chlorure en se dissolvant dans l'eau, oblige les molécules de ce liquide à prendre un arrangement déterminé à l'égard des molécules du chlorure lui-même, il devient évident que les molécules positives de l'eau se placeront en regard des molécules né-

gatives du chlorure, etc. Ce qui donne alors la figure suivante :

Hydrogène + O O — oxigène

Chlore. . . — O O + métal.

Dans ces deux figures, on fait donc un chlorure dissous ou un hydrochlorate, suivant qu'on met la barre horizontale ou verticale, sans rien changer du reste aux dispositions des molécules des deux corps. La seule différence qui puisse exister entre ces deux états, tiendrait donc à l'écartement des molécules dans un sens ou dans l'autre; mais à cet égard nous n'avons aucune donnée qui nous autorise à faire une supposition un peu probable. Il ne serait pas surprenant toutefois, qu'entre un chlorure et l'eau, le rapprochement moléculaire fût à peu près du même ordre qu'entre l'acide hydrochlorique et un oxide.

Quoi qu'il en soit, la question ramenée à ces termes nous semble nettement posée, et tant que la distance relative des molécules ne sera point connue, le choix des hypothèses pourra paraître indifférent. En ce qui concerne les réactions chimiques, cette petite différence de distance moléculaire, si elle existe, doit bien avoir quelque influence, mais aujourd'hui nous ne sommes pas en état de l'apprécier. Dans l'étude qui nous reste à faire, l'essentiel est de connaître la position réciproque des molécules pour en bien comprendre les mouvemens, et à cet égard les deux hypothèses satisfont également aux circonstances variées des phénomènes connus.

831. *Action des corps composés.* Elle est très-variable. Ainsi, l'hydrogène sulfuré agit sur eux quand ils sont dissous dans l'eau comme sur les sels. Quand ils sont secs, il donne lieu à des phénomènes fort remarquables. Il en est de même de l'acide hydriodique, de l'acide hydrocyanique et probablement de l'acide hydrobrômique. On exposera plus en détail ces résultats et ceux qui concernent

l'action des autres composés hydrogénés, quand il sera question des chlorures d'étain, d'antimoine, etc.

L'acide hydrochlorique peut se combiner avec quelques chlorures, et donne ainsi naissance à des hydrochlorates de chlorures.

L'acide sulfurique anhydre est sans action sur les chlorures secs. Mais à l'aide de l'eau, il les décompose, et l'eau elle-même est décomposée. De là, du gaz hydrochlorique et un sulfate. Tous les acides qui ont un point d'ébullition supérieur ou approché de celui de l'acide hydrochlorique dissous agissent de la même manière.

L'acide nitrique les transforme en nitrates en dégageant du chlore et de l'acide nitreux. Toutefois il n'agit qu'avec peine sur les chlorures insolubles et en particulier sur le chlorure d'argent qu'il n'attaque pas.

832. Les oxides peuvent offrir avec les chlorures des effets très-variés. Ceux de la première section décomposent presque tous les chlorures des cinq suivantes. Ainsi, la potasse et la soude avec les chlorures dissous donnent presque toujours un chlorure de potassium ou de sodium et un précipité d'oxide quand le chlorure contient un métal capable de former un oxide insoluble. Toutefois l'oxide de plomb décompose au contraire le chlorure de sodium, mais il se forme alors un composé de chlore, d'oxigène et de plomb en même temps que le sodium s'oxide.

Les chlorures se combinent aisément entre eux et produisent ainsi des chlorures doubles. Ils peuvent aussi s'unir aux brômures et aux iodures, quand les circonstances d'insolubilité de l'un des composés binaires possibles ne détermine pas d'autre réaction.

833. *Préparation.* On peut employer à la préparation des chlorures métalliques sept procédés différens que l'on va passer en revue.

1° *Chlore et métal.* Le premier et le plus simple de tous est fondé sur la combinaison directe du chlore avec le

métal. Tous les chlorures peuvent être ainsi produits.

On se sert ordinairement, pour produire cette réaction, d'un tube de verre dans lequel on disperse le métal. Une des extrémités du tube reçoit un courant de chlore, et l'autre plonge dans une allonge qui porte le chlorure, soit dans un ballon refroidi avec soin, soit dans un flacon. Ces précautions dépendent de la volatilité du chlorure que l'on produit.

C'est ainsi que l'on prépare les chlorures d'arsenic ou d'antimoine. On chauffe légèrement le tube lorsque l'on opère sur l'antimoine, dont le chlorure, moins volatil que celui d'arsenic, doit être maintenu fondu, afin qu'il puisse s'écouler. Autrement il s'opposerait à l'action du chlore.

On peut, au reste, rendre la réaction plus facile en mêlant au métal que l'on veut attaquer un chlorure acide ou basique, selon la nature de celui que l'on doit produire.

2° *Eau régale et métal.* Le second procédé rentre dans le premier, en ce sens qu'il repose encore sur l'action du chlore sur les métaux. Les appareils qu'il exige sont d'ailleurs plus simples; mais il ne pourrait s'appliquer également à la préparation de tous les chlorures; par exemple, de ceux que l'eau décompose, comme le chlorure d'étain. On sait que, par l'action de l'acide nitrique sur l'acide hydrochlorique, il se forme du chlore et de l'acide nitreux. Les vases que l'on emploie sont ou des ballons de verre, ou des capsules de porcelaine. On fait bouillir l'acide sur le métal que l'on veut attaquer, et on le renouvelle jusqu'à ce que la dissolution soit complète. On évapore alors la liqueur, et on dessèche le résidu si le chlorure est fixe : c'est ainsi que l'on forme le chlorure d'or, le chlorure de platine; s'il est volatil, on distille la liqueur dans une cornue, jusqu'à ce que le chlorure passe lui-même; on fractionne alors les produits et on recueille le chlorure dans des vases convenables; exemple; le chlorure d'antimoine.

3° *Oxides et chlore.* Quelques oxides sont décomposés par le chlore sec à l'aide de la chaleur ; l'oxigène est chassé, et l'on obtient un chlorure. On peut ainsi produire les chlorures de magnésium, de tungstène, etc.

4° *Oxides, chlore et charbon.* Lorsque l'oxide n'est pas décomposable par le chlore seul, on parvient à l'attaquer en le mêlant à du charbon, et en élevant la température ; les produits sont de l'oxide de carbone et le chlorure métallique. C'est par ce procédé que l'on prépare les chlorures de titane, d'aluminium, etc. L'addition du charbon rend beaucoup plus facile la préparation des chlorures par le chlore et les oxides, même lorsque ceux-ci, comme ceux de tungstène, de molybdène, de magnésium, seraient décomposables par le chlore seul.

5. *Chlorure et métaux.* Le bichlorure de mercure est le plus usité pour produire cette réaction. Il peut servir à préparer à la fois les chlorures fixes et les chlorures plus volatils que lui. Le métal est pulvérisé et mêlé au chlorure, et le mélange est chauffé dans une cornue. Si le chlorure est plus volatil que le chlorure de mercure, il se dégage, et il reste un amalgame de mercure ; s'il est fixe, il faut mettre un excès de chlorure de mercure, qui est emporté par la chaleur, ainsi que le métal réduit. Ce procédé est employé particulièrement pour la préparation du bichlorure d'étain. Il peut servir aussi à celle des chlorures d'antimoine, d'arsenic, de bismuth, de zinc, etc.

6° *Acide hydrochlorique et métaux.* L'acide hydrochlorique liquide, à la température ordinaire ou à l'aide d'une légère chaleur, dissout plusieurs métaux, c'est-à-dire les transforme en chlorures. De cette action résulte nécessairement un dégagement d'hydrogène. Les métaux des trois premières sections sont transformés en chlorures par l'acide hydrochlorique. Ce procédé n'est toutefois employé que pour produire les chlorures de fer, de zinc, d'étain.

7° *Oxides, sel marin et acide sulfurique.* Lorsqu'on

présente à une température un peu élevée le gaz hydrochlorique à un oxide métallique, il peut y avoir décomposition mutuelle, production d'eau et d'un chlorure; toutefois on n'obtiendrait par ce procédé que les chlorures que l'eau ne décompose pas immédiatement. La réaction sera plus générale si l'on ajoute un corps dont l'avidité pour l'eau soit grande, et dont la tendance électrique soit telle qu'elle puisse concourir à la réunion de ses élémens. Tel est l'usage de l'acide sulfurique dans la préparation des chlorures volatils au moyen de l'acide hydrochlorique et des oxides, indépendamment de la nécessité de son emploi pour mettre à nu et dessécher le gaz hydrochlorique. L'opération se fait dans une cornue tubulée; on peut ou verser l'acide sur le mélange du sel marin et de l'oxide, ou faire tomber ce mélange par portions dans l'acide, ou bien encore dissoudre l'oxide dans l'acide sulfurique et y ajouter le chlorure alcalin par parties. C'est ce dernier procédé que l'on emploie pour produire le chlorure gazeux de manganèse ou perchlorure. On doit en effet y avoir recours toutes les fois que l'on craint de mettre à nu un excès de gaz hydrochlorique.

8° *Acide hydrochlorique et sulfures.* Les sulfures que l'acide hydrochlorique peut décomposer sont ceux des trois premières sections, le sulfure d'antimoine et quelques autres. Il se dégage du gaz hydrogène sulfuré. On se sert depuis long-temps de ce mode de préparation pour le chlorure d'antimoine et les chlorures de barium et de strontium.

9° *Doubles décompositions.* Les chlorures insolubles se préparent, en général, au moyen de doubles décompositions; c'est ainsi qu'on produit le chlorure d'argent.

CHAPITRE V.

Brômures métalliques.

834. Après avoir étudié avec détail l'histoire des chlorures, il reste peu de chose à ajouter pour que celle des brômures soit elle-même complétement tracée. Nul doute, par exemple, que les brômures ne doivent être classés en brômures acides, basiques, indifférens, salins, quoiqu'on n'ait encore constaté l'existence d'aucun brômure double.

Les brômures sont généralement solides et sans odeur. Ils sont tous fusibles, et probablement volatils pour la plupart. Ceux d'or et de platine doivent abandonner le brôme par l'action de la chaleur.

Le chlore chasse le brôme de tous les brômures. S'il est en excès, il produit du chlorure de brôme en même temps qu'un chlorure métallique. Le brômure de potassium en dissolution dans l'eau, ne dissout pas plus de brôme que l'eau pure. A cet égard le brôme se comporte comme le chlore, mais tout autrement que l'iode. Il est probable toutefois que le brôme peut transformer d'autres protobrômures en perbrômures. L'iode est sans action sur les brômures.

Les seuls brômures insolubles que l'on connaisse jusqu'ici sont ceux de plomb et d'argent.

835. En général, les acides décomposent les brômures. L'acide borique à sec est sans action sur eux; mais, par l'intermède de l'eau et d'une température élévée, il en dégage de l'acide hydrobrômique. Quand on soumet les brômures à l'action de l'acide nitrique, il y a dégagement de brôme. On obtient à la fois du brôme et de l'acide hydrobrômique avec l'acide sulfurique.

L'action des oxides, des chlorures, des iodures, des brômures sur les brômures n'a pas encore été étudiée avec dé-

tail; mais elle doit nécessairement donner naissance à des phénomènes du même ordre que ceux qui ont été observés entre les chlorures et les iodures dans les mêmes circonstances.

836. On peut préparer les brômures par les procédés suivans. 1° Par l'action du brôme sur les métaux. L'antimoine, l'étain, brûlent au contact du brôme. Le potassium dégage tant de chaleur en s'unissant à lui, qu'il en résulte une violente détonation. Le brôme, ou sa solution aqueuse, dissolvent l'or. Le brômure de fer peut aussi se préparer par l'action directe du brôme sur le fer. 2° Par double décomposition. Le brômure de fer, traité par un carbonate alcalin, est transformé en brômure alcalin et en oxide de fer. Au moyen du brômure de fer ou des brômures alcalins, on peut encore par double décomposition, préparer les bromures insolubles. 3° Au moyen de l'acide nitrique et hydrobromique, à la température ordinaire. Ainsi, le brôme est sans action sur le platine, mais cependant l'acide nitrique mêlé d'acide hydrobromique le dissout, et forme du brômure de platine. 4° Par l'action du brôme sur les oxides et les carbonates. Le brôme amené en vapeurs sur la potasse, la soude, la barite, la chaux, portées au rouge, en dégage le gaz oxigène avec une vive incandescence. Il n'agit pas sur la magnésie, la zircone, l'oxide de zinc, etc. Les carbonates alcalins sont décomposés comme les bases alcalines, l'oxigène et le gaz carbonique sont chassés, et il se forme des brômures. Les solutions alcalines concentrées, traitées à froid par le brôme, donnent naissance à du brômate de la base, et à du brômure métallique. Cette réaction est suffisamment connue pour ne pas exiger de plus longs détails. 5° Par l'action de l'acide hydrobrômique sur les métaux. Le gaz hydrobrômique sec, traité par l'étain à une température un peu élevée, par le potassium à la température ordinaire, est décomposé par ces métaux; de là des brômures et de l'hy-

drogène. Si le gaz est dissous dans l'eau, il attaque aisément le fer, le zinc, l'étain, toujours avec dégagement d'hydrogène. 6° Par l'action de l'acide hydrobrômique sur les oxides. Il en résulte de l'eau et des brômures. Ce serait le moyen le plus facile à mettre en usage pour la préparation des brômures, si l'on pouvait obtenir l'acide hydrobrômique lui-même en grande quantité par des moyens économiques.

CHAPITRE VI.

Iodures métalliques.

837. L'histoire des iodures métalliques est très-analogue à celle des chlorures et des brômures. Comme eux on les divise en iodures acides, basiques, indifférens, salins. Les iodures des trois premières sections jouent en général le rôle de bases, les autres celui d'acides. Les iodures salins sont peu connus, l'iodure jaune de mercure est jusqu'ici le seul qu'on ait signalé.

Tous les iodures connus sont solides. Ils sont généralement sans odeur. Ils offrent des couleurs très-variées et quelquefois très-belles comme celles des iodures de mercure et de plomb.

838. Tous les iodures sont volatils; le proto-iodure de mercure lui-même, chauffé brusquement, se sublime sans altération : s'il est chauffé lentement, il abandonne du mercure et se transforme en iodure. Ceux d'or et de platine abandonnent l'iode, quand on les soumet à l'action de la chaleur.

L'action de l'hydrogène sur les iodures est probablement analogue à celle que ce gaz exerce sur les chlorures. Tous les iodures sont décomposés par l'oxigène à une température rouge, excepté ceux de potassium, de sodium, de plomb et de bismuth; ceux de barium, de calcium, sont transformés en iodures d'oxides.

Le chlore sec dégage l'iode de tous les iodures, en formant des chlorures métalliques et du chlorure d'iode. Par l'intermède de l'eau, l'iode est d'abord mis à nu, et se transforme ensuite en chlorure ou en acide iodique et hydrochlorique par un excès de chlore. L'action du brôme est la même que celle du chlore. Tous les iodures solubles ont la propriété de dissoudre abondamment de l'iode et de se colorer en rouge brun. Ils l'abandonnent, d'après M. Gay-Lussac, par l'ébullition ou par l'exposition à l'air quand ils sont desséchés.

839. D'après M. Baup, les iodures solubles, comme l'iodure de potassium, l'iodure de zinc et l'acide hydriodique lui-même, sont capables de dissoudre une quantité d'iode égale à celle qu'ils contiennent déjà, s'ils sont dissous dans au moins trois parties d'eau ou dans une plus grande quantité. L'action est d'autant plus lente que le dissolvant est plus étendu, mais on peut toujours parvenir à la rendre complète. Si l'iodure de potassium n'est dissous que dans une ou deux parties d'eau, il peut alors se combiner à deux fois autant d'iode qu'il en contient. La liqueur qui en résulte est d'un rouge très-foncé, tirant sur le noir. Si l'on augmente la proportion d'eau, il se dépose de l'iode en paillettes très-fines, et il ne reste en solution que la dose qui constitue l'iodure ioduré formé d'une quantité d'iode double de celle qui entre dans l'iodure simple. L'addition de l'eau, quelque abondante qu'elle soit, ne sépare plus d'iode. L'iode transforme presque toujours, comme dans le cas précédent, les proto-iodures en periodures.

L'action du phosphore, du soufre, est analogue à celle que ces corps exercent sur les chlorures ; le carbone, le bore, le silicium, l'azote, sont sans action sur les iodures, comme sur les chlorures. L'action des métaux est encore de même genre, et n'exige pas de nouveaux détails.

840. L'eau dissout plusieurs iodures, et en particulier les

iodures alcalins; elle en décompose quelques-uns en tout ou en partie, comme l'iodure d'antimoine qui forme de l'acide hydriodique et de l'acide antimonieux.

Tous les iodures sont décomposés par les acides sulfurique et nitrique concentrés sous l'influence de l'eau; le métal s'oxide et l'iode se dégage. L'acide borique ne les altère pas sensiblement, soit par l'intermède de l'eau, soit à sec. L'acide hydrochlorique liquide ne décompose pas non plus les iodures, parce qu'il est plus volatil que l'acide hydriodique. A l'état de gaz et à une température voisine du rouge obscur, il produit un chlorure et du gaz hydriodique. Avec les iodures de calcium et de strontium la décomposition s'opère très-aisément.

841. L'acide hydriodique peut se combiner aux iodures métalliques, et donne quelquefois naissance par cette union, à des composés cristallisables, ou à des hydriodates d'iodures; tel est l'hydriodate d'iodure de mercure.

L'acide hydrosulfurique donne naissance à des sulfures et à de l'acide hydriodique, lorsque les métaux combinés à l'iode peuvent produire des sulfures insolubles.

En agissant sur les iodures, les oxides donnent naissance à des réactions analogues à celles qu'ils produisent sur les sels. Ainsi, l'iodure de fer et la potasse produisent de l'iodure de potassium et de l'oxide de fer.

842. Dans un très-grand nombre de cas, il résulte de cette action des iodures doubles. Telle est l'action de la potasse, de la soude et des autres bases alcalines dissoutes dans l'eau, sur l'iodure de mercure; il en résulte un dépôt d'oxide de mercure et de l'iodure double de mercure et de potassium; telle est encore celle de quelques oxides métalliques sur l'iodure de potassium, qui donne naissance à de la potasse, et forme encore un iodure double. Quelques chlorures dissolvent à chaud les iodures et les abandonnent par le refroidissement. Dans ce cas, les iodures déposés peuvent cristalliser.

Ainsi le chlorure de mercure, le chlorure de sodium et

l'acide hydrochlorique lui-même, dissolvent le bi-iodure de mercure, et l'abandonnent en cristaux par refroidissement. L'iodure de plomb est dans le même cas. Telle doit être en général l'action des chlorures solubles sur les iodures métalliques insolubles, tandis que de l'action des iodures solubles sur les chlorures métalliques solubles ou insolubles résultent ordinairement des doubles décompositions.

843. L'action des iodures et de l'acide hydriodique sur les iodures est variable. Les iodures, comme les oxides, les sulfures, les chlorures, se combinent entre eux et donnent naissance à des sels cristallisables. Ainsi l'iodure de potassium dissout l'iodure de mercure et produit des sels à plusieurs degrés de saturation. A chaud, par exemple, la solution d'iodure de potassium dissout trois atomes d'iodure de mercure, en laisse déposer en cristaux un atome en se refroidissant, abandonne ensuite de belles aiguilles jaunes qui contiennent deux atomes d'iodure de mercure pour un atome d'iodure de potassium; ce sel, lui-même, traité par l'eau, laisse encore déposer un atome d'iodure rouge; la combinaison soluble reste donc formée d'un atome de chaque iodure. Les iodures de plomb, d'argent, etc., produisent aussi des sels cristallisables en se combinant avec l'iodure de potassium. L'hydriodate d'ammoniaque agit toujours d'une manière analogue aux iodures alcalins.

L'action des iodures basiques sur le proto-iodure de mercure, ainsi que celle de l'acide hydriodique, donne naissance à du mercure, et a du bi-iodure de mercure, qui forme par suite un iodure double. Cette action est la même que celle des chlorures alcalins sur le protochlorure de mercure.

L'action des sels sur les iodures varie beaucoup. Presque toujours, ils sont sans action quand ils ne produisent pas de doubles décompositions. Quelques-uns les dissolvent sans altération. Ainsi le nitrate, l'acétate de mercure dissolvent l'iodure de ce métal.

844. La préparation des iodures s'exécute par divers procédés.

Iode et métaux. La préparation des iodures par l'iode et les métaux peut se faire, soit à sec, soit par l'intermède de l'eau. Tous les métaux sont attaqués par l'iode à sec, soit à froid, comme le potassium et le mercure, soit à une température peu élevée, comme le zinc, le fer, l'étain, l'antimoine.

Par l'intermède de l'eau, tous les métaux qui la décomposent sous l'influence d'un acide sont transformés en iodures par l'iode. L'action se produit à froid, pour le fer; elle est instantanée et donne naissance à un grand dégagement de chaleur. Elle n'a lieu qu'à la température de l'ébullition de l'eau, pour le zinc, l'étain. Lorsqu'on a formé ces iodures solubles, il est facile de les appliquer à la préparation des iodures alcalins, en les décomposant par des carbonates. Tel est en effet, le procédé généralement employé aujourd'hui, pour la préparation de l'iodure de potassium.

Iode et oxides ou carbonates. L'iode au rouge obscur peut décomposer quelques oxides, celui de potassium, par exemple. L'oxigène est chassé. Le carbonate de potasse dans les mêmes circonstances est décomposé par l'iode, le gaz carbonique et l'oxigène se dégagent. L'oxide de sodium et son carbonate offrent les mêmes résultats. Les protoxides de plomb et de bismuth sont aussi convertis en iodures par l'iode.

Ce procédé est peu employé pour préparer les iodures. Il n'en est pas de même de l'action de l'iode sur les bases alcalines en dissolution concentrées. De cette action résulte en général, comme avec le chlore, de l'iodure et de l'iodate. L'iodate étant peu soluble se sépare aisément de l'iodure. D'ailleurs, si l'on redoute ce mélange, il suffit d'évaporer la liqueur après que la réaction est complète et que la base est complétement attaquée, et de chauffer au rouge le mélange des deux sels. L'iodate, à cette tem-

pérature, sera lui-même transformé en iodure. La réaction de l'iode sur les bases alcalines se produit à la température ordinaire, et avec dégagement de chaleur.

Iodures par doubles décompositions. Lorsqu'on s'est procuré par un des procédés précédens des iodures solubles, on peut, à l'aide de doubles décompositions, se procurer des iodures insolubles d'argent, de cuivre, de bismuth, de plomb, de mercure.

CHAPITRE VII.

Fluorures métalliques.

845. Les fluorures présentent aux réactifs, ordinairement employés pour distinguer la neutralité, des réactions acides ou basiques beaucoup plus manifestes que celles qui nous sont offertes par les chlorures et les iodures. En effet, si le chlorure de mercure rougit le papier bleu de tournesol, le sel marin paraît être sans action sur le papier rouge, tandis qu'il n'est pas un fluorure qui n'agisse sur eux dans un sens ou dans l'autre. Aussi, les fluorures doubles sont-ils nombreux et faciles à produire; ils ont été étudiés avec détail, par M. Berzélius, il y a peu d'années, sous le nom de fluates doubles, comme les fluorures l'ont été sous celui de fluates.

Les fluorures sont liquides comme le *fluorure de chrôme*, solides comme les fluorures de potassium, de calcium, de plomb, et par conséquent tantôt odorans, tantôt inodores.

846. Ils sont tous plus ou moins fusibles; quelques-uns sont volatils.

L'action de l'hydrogène et de l'oxigène doit être analogue à celle que ces corps exercent sur les chlorures.

L'action du chlore, du brôme et de l'iode est nulle ou doit se borner à la transformation de quelques protofluo-

rures en perflorures et en chlorures, bromures ou iodures. Il paraît toutefois que le chlore peut décomposer le fluorure de mercure. L'action du phosphore et celle du soufre doit ressembler à celle du chlore. Le carbone, le bore, le silicium et l'azote ne peuvent exercer, sur les fluorures, qu'une action faible ou même nulle dans la plupart des cas. Toutefois, avec les fluorures des dernières sections, le bore et le silicium doivent mettre le métal à nu et fournir du fluorure de bore ou de silicium. En ce qui concerne l'action des métaux, la même loi, qui a été établie pour les chlorures, est applicable aux fluorures. Les métaux peuvent se substituer l'un à l'autre dans la combinaison avec le fluor; mais il résulte quelquefois de ce déplacement des fluorures doubles.

847. Les fluorures alcalins, dissous dans l'eau et soumis à la cristallisation, se partagent en un sel acide cristallisable, qui est un hydrofluate de fluorure de la base, et la liqueur retient un exès de l'alcali. Le fluorure de titane, traité par l'eau, donne naissance à un hydrofluate de fluorure et à un fluorure d'oxide. Il y a quelques fluorures que l'eau décompose à peu près complétement; ce sont ceux d'antimoine, de bismuth.

Quelques fluorures sont insolubles dans l'eau et inaltérables par elle. Le fluorure de calcium, le fluorure de plomb, etc., sont dans ce cas. Tous les fluorures sans couleur ont la propriété, lorsqu'ils sont mis dans l'eau, de devenir demi-transparens; et comme ils ont à peu près la même réfraction que l'eau, ce n'est que lorsque ce liquide est enlevé qu'on peut s'apercevoir qu'il y avait quelque chose au fond du vase.

848. Les acides décomposent à froid les fluorures solubles; ils ont peu d'action au contraire sur les fluorures insolubles, ou les dissolvent sans altération. Le fluorure de plomb est soluble dans les acides nitrique et hydrochlorique. A chaud, les acides puissans décomposent les fluorures insolubles comme celui de calcium; de là des sels et de

l'acide hydrofluorique. L'action de l'acide hydrofluorique sur les fluorures, donne naissance à une combinaison, d'où résulte une nombreuse série de sels.

L'action des oxides doit être analogue à celle de ces corps sur les chlorures et les iodures. Les chlorures, les iodures, les sulfures, n'ont pas été mis en contact avec les fluorures. Il doit en résulter des doubles décompositions ou des combinaisons qui offriraient sans doute de curieux résultats.

Les fluorures tendent à s'unir entre eux avec beaucoup d'énergie. On trouve même dans la nature un fluorure double, c'est celui d'aluminium et de sodium, la cryolithe. Artificiellement, on en produit un grand nombre, soit par la combinaison directe des fluorures entre eux, soit par l'action des oxides sur les hydrofluates de fluorures, sels qui doivent être compris sous la désignation de fluorures doubles. On connaît les fluorures doubles de chrome, d'antimoine, de fer, de cuivre, de nickel, de cobalt, de manganèse, de zinc, de tantale, de molybdène, de colombium, etc., avec les fluorures alcalins. Les fluorures doubles se produisent souvent par doubles décompositions, dans les cas où l'on ne devrait obtenir que des fluorures simples.

849. On obtient les fluorures par les procédés suivans :

1° Le mélange de l'acide hydrofluorique et de l'acide nitrique doit attaquer sans peine divers métaux, tels que l'étain, l'antimoine et même l'or et le platine. Ce procédé n'est pas usité. 2° Le fluorure de mercure ou de plomb, traités par des corps plus positifs que ces métaux, comme l'antimoine, donnent naissance à des fluorures volatils, dont les propriétés ont beaucoup d'analogie avec celles des chlorures correspondans. 3° L'action de l'acide hydrofluorique sur les oxides, produit divers fluorures. Ainsi, l'acide titanique, traité par l'acide hydrofluorique, donne du perfluorure de titane. On prépare par le même procédé les fluorures de tantale, de

tungstène, de molybdène, etc. 4° les fluorures appartenant aux métaux des trois premières sections doivent être produits par l'action de ces métaux sur l'acide hydrofluorique. 5° On produit encore quelques fluorures, par la réaction des fluorures alcalins et des oxides sous l'influence de l'acide sulfurique. Ce sont les fluorures volatils, tels que celui de chrôme et celui d'arsenic. 6° Enfin les fluorures insolubles peuvent se former au moyen de doubles décompositions; ce sont les fluorures de plomb, d'argent, de chaux, de baryte, etc.

CHAPITRE VIII.

Sulfures métalliques.

850. L'étude des sulfures comprend les trois séries suivantes : 1° Les sulfures simples, qui correspondent aux oxides salifiables ; 2° les polysulfures ou sulfures sulfurés qui sont très-nombreux et dont les variétés sont encore mal déterminées; 3° les hydrosulfates de sulfures.

L'intérêt puissant qui s'attache à l'étude des sulfures se concevra aisément, si l'on se rappelle :

1° Que les sulfures se produisent dans un grand nombre de réactions chimiques; dans les analyses, par exemple, où la transformation des métaux en sulfures et leur précipitation par ce procédé est un des moyens les plus certains et les plus usités pour les séparer des corps auxquels ils sont unis; 2° qu'un grand nombre de sulfures se rencontrent dans la nature, et que les uns sont journellement employés à l'extraction des métaux, comme les sulfures de plomb, de mercure, d'antimoine, d'argent; 3° que les autres trouvent un emploi direct dans les arts, comme ceux d'arsenic et de mercure, si précieux pour la peinture; ou comme celui de fer dont on extrait le soufre, celui de cuivre dont on s'est servi pour faire le sulfate de

cuivre, celui d'antimoine qui sert à produire soit l'hydrogène sulfuré, soit les diverses préparations d'antimoine que réclame la médecine; 4° que la médecine fait un usage journalier des sulfures des métaux alcalins, de celui de potassium; par exemple; du sulfure de mercure, etc.

851. Les sulfures simples sont composés de telle manière, qu'en décomposant l'eau ils forment de l'hydrogène sulfuré et un oxide salifiable, c'est-à-dire qu'un atome de soufre dans un sulfure remplace un atome d'oxigène dans l'oxide correspondant. Les sulfures simples sont partagés en trois classes: 1° Les sulfures solubles dans l'eau; ce sont ceux de la première section et ceux de magnésium, de glucinium, d'yttrium, dans la seconde. 2° Les sulfures insolubles hydratés; ce sont ceux de zinc, de manganèse, de fer. 3° Les sulfures insolubles non hydratés. Ils comprennent tous les sulfures non compris dans les deux classes précédentes.

852. Les sulfures de la première classe sont d'un blanc jaunâtre; leur saveur et leur odeur rappellent celles des œufs pouris. Ils sont très-vénéneux. On peut les obtenir cristallisés, particulièrement ceux de barium et de strontium, qui se déposent à l'instant même en cristaux, par le refroidissement d'une solution un peu concentrée. Les sulfures des deux autres classes sont diversement colorés; celui d'étain est jaune doré, celui de mercure est rouge; la plupart sont noirs. Ils n'ont ni odeur ni saveur.

853. La chaleur décompose les sulfures de la sixième section, excepté celui d'argent. Le soufre se dégage et laisse un résidu métallique.

Les sulfures de la première et de la troisième classe, soumis à la fois à l'action de l'eau et de la chaleur, ne subissent aucune altération. Ceux de la deuxième classe au contraire, se transforment en hydrogène sulfuré et en oxide dans les mêmes circonstances.

Divers phénomènes résultent de l'action de l'oxigène sur les sulfures secs. L'oxigène ou l'air peuvent les trans-

former en divers produits. 1° En sulfates; tel est le cas des sulfures des métaux alcalins; 2° en oxides; comme le sulfure de plomb, qui, chauffé au contact de l'air, passe à l'état de sulfate, puis d'oxide; 3° en oxisulfures; tel est en effet le produit du grillage du sulfure d'antimoine; 4° en métal et acide sulfureux, comme le sulfure de mercure.

L'action de l'oxigène sur les sulfures humides est beaucoup plus compliquée. La solution d'un sulfure alcalin exposée au contact de l'air pendant quelques jours, devient jaune, c'est-à-dire que le sulfure alcalin se transforme en polysulfure. L'action continuée de l'air se porte alors sur le soufre en excès du polysulfure et le fait passer à l'état d'acide hyposulfureux qui s'unit à la potasse produite, et l'hyposulfite étant sans couleur, la liqueur perd sa nuance. Le sulfure simple qui reste dans la liqueur subit les mêmes altérations de nouveau, et l'action devient continue jusqu'à ce que la solution ne contienne plus que de l'hyposulfite. Avec le sulfure de barium, l'hyposulfite se dépose en cristaux aiguillés. Les autres hyposulfites alcalins étant plus solubles, donnent moins facilement des cristaux.

854. Le chlore transforme les sulfures anhydres, en chlorures métalliques et chlorure de soufre. Ce procédé est fréquemment employé dans la chimie analytique. On l'emploie avec avantage pour isoler l'un de l'autre deux métaux dont les sulfures sont fixes et les chlorures inégalement volatils. Si les sulfures sont dissous dans l'eau, l'action du chlore les transforme encore en chlorures; mais le soufre se dépose. Le brôme et l'iode produisent avec les sulfures des réactions semblables à celles du chlore. Quelquefois l'iode se combine au sulfure, comme dans l'iodo-sulfure d'antimoine.

855. Le soufre se combine aux sulfures en proportions très-nombreuses et très-variées. De là résultent les corps compris sous la désignation de polysulfures.

856. Les sulfures sont capables de se combiner entre

eux et de former des sels que M. Berzélius a étudiés avec détail dans ces derniers temps, sous le nom de sulfosels. Dans des travaux antérieurs, il avait fait voir que les sulfures d'arsenic, de tungstène, d'étain, etc., se dissolvaient dans les sulfures alcalins. On savait aussi, par les travaux de M. Berthier sur les sulfures, que ces composés pouvaient s'unir deux à deux, et former des sulfures doubles. Les sulfures doubles sont généralement solubles dans l'eau, quelques-uns sont décomposés par ce liquide. Les acides séparent des sulfures doubles le sulfure acide qui est généralement insoluble.

857. Les sulfures alcalins absorbent l'hydrogène sulfuré en proportion telle que le soufre de l'acide est égal à celui que renferme la base. Les propriétés de ces hydrosulfates de sulfures seront décrites plus bas.

858. Plusieurs sulfures, tels que ceux de plomb, d'antimoine, sont décomposés par les métaux, tels que le fer. Le métal du sulfure est mis à nu et un nouveau sulfure se produit. Ce procédé est usité dans les arts pour l'extraction de quelques métaux.

859. Deux procédés peuvent être employés à la préparation des sulfures simples. Le premier résulte de la décomposition des sulfates par le charbon. Cette réaction demande une température élevée. Le sulfate et le charbon, mêlés emsemble en poudre fine doivent être tenus plusieurs heures au rouge vif dans un creuset: C'est ainsi que l'on prépare le sulfure de barium, destiné à être converti ne nitrate de baryte, puis en baryte.

Le second et le plus usité dans la chimie analytique est basé sur la décomposition des oxides par l'hydrogène sulfuré.

860. *Persulfures.* Leur couleur est le jaune ou le rouge; la saveur et l'odeur de ceux de la première section qui sont solubles est analogue à celle des sulfures simples. Ils sont vénéneux.

On les prépare, soit en fondant un excès de soufre avec

un alcali pur ou carbonaté, comme la potasse, la soude. De là résulte un persulfure. On pourrait aussi les obtenir en faisant bouillir un oxide soluble sur un excès de soufre. Il se produit dans ce cas de l'hyposulfite de la base et un persulfure.

Les persulfures insolubles sont produits par double décomposition au moyen des persulfures solubles.

861. Les acides en séparent de l'hydrogène sulfuré et du soufre ou bien de l'hydrure de soufre. On peut difficilement, dans cette réaction, éviter le dépôt d'une certaine quantité de soufre. Elle a toujours lieu avec les acides sulfureux, chlorique, iodique et nitrique.

L'air transforme les persulfures en hyposulfites. Le chlore, l'iode et le brôme à sec ou par l'intermède de l'eau agissent sur eux comme sur les sulfures simples.

Les métaux chauffés avec les persulfures peuvent les transformer en sulfures doubles. C'est ainsi qu'agit le platine. L'hydrogène sulfuré à froid sépare du soufre des persulfures solubles, et forme un hydrosulfate de sulfure.

862. *Hydrosulfates de sulfure* ou *bi-hydrosulfates*. On les prépare par trois procédés différens :

1° Par l'action de l'acide hydrosulfurique sur les bases ou les carbonates, en dissolution dans l'eau ou suspendus dans ce liquide. 2° Par l'action de l'acide hydrosulfurique sur le potassium. 3° Par l'action de l'acide hydrosulfurique sur les carbonates alcalins desséchés.

Dans tous les cas, le sel formé a toujours la forme suivante : $RS + H^2S$.

863. Les acides en dégagent l'hydrogène sulfuré, sans qu'il y ait dépôt de soufre, à moins que, comme l'acide nitrique, ils ne puissent deshydrogéner en partie le gaz qui se dégage. L'action des bases peut varier suivant leur nature ; ainsi l'hydrosulfate de sulfure de magnésium, traité par la potasse, laisse déposer de la magnésie, et le potassium passe à l'état de sulfure. D'autres, comme l'oxide de chrôme dans ces circonstances, ne font éprouver

aucune altération. Les oxides électro-négatifs, comme celui d'arsenic, donnent au contraire naissance à un sulfure double, et dans ce cas à un arsénite. L'action des sels sur les hydrosulfates de sulfures est la même que sur les sulfures simples, c'est-à-dire qu'il se produit des doubles décompositions; mais en même temps l'hydrogène sulfuré devient libre et se dégage. Une solution d'hydrosulfate de sulfure concentrée, mêlée à du soufre en poudre, perd tout son hydrogène sulfuré, et il se forme un persulfure. Il n'existe donc pas d'hydrosulfate de polysulfure.

Les sulfures acides agissent comme le soufre et forment des sulfures doubles.

CHAPITRE IX.

Séléniures métalliques.

864. L'histoire des séléniures est encore très-incomplète; mais elle paraît être tellement analogue à celle des sulfures, que l'on peut appliquer aux uns presque tout ce que l'on a dit des autres. Les séléniures ont en général un aspect métallique; celui de potassium même est dans ce cas.

Ils sont ordinairement plus fusibles que les métaux qu'ils contiennent. Les perséléniures sont transformés par le feu en protoséléniures, et le sélénium en excès en est dégagé.

865. L'oxigène décompose à chaud les séléniures, et met en liberté le sélénium pur ou oxidé; ou bien il le transforme en un acide qui peut se combiner à l'oxide métallique produit, si celui-ci est de nature basique, comme le fer. Le séléniure de platine, dans ces circonstances, se décompose en oxide ou acide de sélénium et en métal. Celui d'antimoine se transforme en séléniure d'oxide, comme le sulfure en sulfure d'oxide.

866. Les séléniures solubles, abandonnés au contact prolongé de l'air, laissent déposer du sélénium.

Les séléniures solubles dissolvent du sélénium, que les acides en précipitent en dégageant de l'hydrogène sélénié. Le sélénium peut se combiner avec quelques protoséléniures, et former des perséléniures. On n'a pas encore déterminé la composition et le nombre des polyséléniures.

Le chlore, le brôme et l'iode chassent le sélénium de ses combinaisons avec les métaux, et s'unissent à ceux-ci d'une part et de l'autre au sélénium.

Tous les séléniures alcalins sont solubles, les autres sont généralement insolubles.

Le séléniure de fer, traité par l'acide sulfurique ou hydrochlorique, se transforme en hydrogène sélénié gazeux et en sulfate ou en chlorure de fer. Il en serait de même avec quelques autres séléniures insolubles et avec tous les séléniures solubles. L'acide nitrique dissout plusieurs séléniures insolubles, et les transforme en séléniates; il n'agit qu'avec beaucoup de peine sur le séléniure de mercure.

Il est probable que, comme les sulfures, les séléniures se divisent en séléniures acides et en séléniures basiques, et qu'ils peuvent s'unir pour former des sels. Toutefois, les séléniures doubles n'ont pas été signalés.

867. Les séléniures peuvent être préparés, 1° par la combinaison directe du sélénium avec les métaux. On peut dans quelques cas, avec le potassium, par exemple, chauffer simultanément le sélénium et le métal; la combinaison est si énergique, qu'elle est généralement accompagnée d'une violente détonation. Dans d'autres, il est nécessaire de faire passer sa vapeur sur le métal chauffé au rouge, comme avec le zinc. Dans tous les cas, la réaction se produit avec dégagement de lumière. 2° Par l'action de l'hydrogène sélénié ou du séléniure de potassium sur les dissolutions métalliques. On peut ainsi préparer par double décomposition tous les séléniures insolubles, comme ceux de cuivre, de plomb, de mercure.

CHAPITRE X.

Phosphures métalliques.

868. Tous les phosphures sont solides. Quand ils sont avec excès de métal, ils offrent l'éclat métallique; mais ils ne l'ont plus quand ils sont saturés de phosphore. Ils sont fusibles, cassans, diversement colorés, et insolubles dans l'eau : mais quelques-uns décomposent ce liquide.

La chaleur dégage des phosphures des quatre dernières sections une partie de leur phosphore; mais en général elle ne peut le leur enlever en entier. L'oxigène transforme aisément les phosphures en phosphates ou bien en acide phosphorique et métal. Le chlore produit avec eux un chlorure métallique et du chlorure de phosphore. Il en est de même du brôme et de l'iode. Le soufre, le sélénium doivent agir d'nne manière analogue. On ne connaît pas l'action des autres corps non métalliques; mais elle doit être faible excepté l'arsenic. Quant aux métaux, ils doivent se comporter à l'égard des phosphures comme ils le font à l'égard des sulfures.

L'eau n'altère pas les phosphures des quatre dernières sections, à moins qu'ils ne soient très-divisés, et qu'il n'y ait contact de l'air : le phosphore s'acidifie alors. Elle agit au contraire tout à coup sur ceux de la première, en donnant naissance à du gaz hydrogène phosphoré, à de l'hydrogène pur, et à un hypophosphite. Les acides faibles produisent avec ces derniers du gaz hydrogène phosphoré et un sel. Les acides concentrés se comportent à l'égard des phosphures comme avec le métal et le phosphore pris séparément.

869. On peut se procurer les phosphures de plusieurs manières. 1° En faisant passer le phosphore en vapeur sur les métaux chauffés : c'est ainsi qu'on obtient les phosphures de cuivre, de potassium, de sodium. Pour ces deux

derniers, il suffit même de chauffer ensemble les métaux et le phosphore. 2° En décomposant l'hydrogène phosphoré par les métaux. Ceux des quatre premières sections peuvent se préparer ainsi. 3° En traitant les sels ou les chlorures dissous par l'hydrogène phosphoré. Ce procédé est applicable aux phosphures des trois dernières sections, et même au phosphure d'étain. 4° En réduisant les phosphates par l'hydrogène; 5° en réduisant les mêmes sels par le charbon; 6° en traitant des mélanges de phosphate acide de chaux, d'un métal ou d'un oxide, par le charbon. Ces trois derniers procédés ne s'appliquent qu'aux phosphures des quatre dernières sections, et même difficilement à ceux de la cinquième et de la sixième. 7° Et enfin, en traitant certains oxides par le phosphore. Ce dernier procédé ne réussit bien qu'avec les métaux de la première, de la troisième, de la quatrième, et quelques-uns de ceux de la sixième section.

870. On applique souvent ce dernier procédé à la préparation des phosphures de la première section : c'est ainsi qu'on se procure ceux de barium, de strontium et de calcium. Il se produit en ce cas un phosphate et un phosphure. On a long-temps considéré ces composés comme des phosphures d'oxide; mais il est facile de voir qu'il n'en est rien. En effet, quand on fait agir le phosphore sur la baryte, il en résulte une masse composée de sept atomes de métal, et douze atomes de phosphore. Ce serait une combinaison sans exemple; mais en la considérant comme formée de cinq atomes de biphosphure de barium et un atome de phosphate de baryte, sa composition devient au contraire conforme à la théorie générale.

On obtient ce composé, en faisant passer le phosphore en vapeur sur de la baryte incandescente. La réaction a lieu avec dégagement d'une vive lumière, et tout le phosphore disparaît. La baryte se trouve transformée en une masse scorifiée, brun-noirâtre, dure et d'un éclat métalloïde. Traitée par l'eau, cette masse fournit de l'hydrogène per-

phosphoré, de l'hydrogène, de l'hypophosphite de baryte et du phosphate de baryte.

CHAPITRE XI.

Arséniures métalliques.

871. L'arsenic se comporte à l'égard des métaux de la même manière que le phosphore et donne aussi naissance à des arséniures qui n'ont pas encore été convenablement examinés. On peut les obtenir 1° en combinant directement l'arsenic et les métaux. C'est ainsi qu'on se procure les arséniures de potassium, de platine, d'étain, etc. 2° En traitant l'hydrogène arseniqué par les métaux. C'est ainsi qu'on peut faire aussi ceux de potassium, d'étain, et en général probablement ceux des trois premières sections et quelques-uns de ceux de la quatrième. 3° En décomposant les sels des trois dernières sections par l'hydrogène arseniqué. Les arséniures de cuivre, d'argent, etc., peuvent s'obtenir de cette manière. 4° En traitant les arsénites ou les arséniates ou bien des mélanges d'acide arsénieux ou arsénique, et de métaux ou d'oxides métalliques par le gaz hydrogène ou par le charbon. 5° En traitant certains oxides par l'arsenic. C'est ainsi que M. Gay-Lussac s'est procuré l'arséniure de barium en faisant passer de l'arsenic en vapeurs sur de la barite chauffée au rouge. Les arséniures qu'on prépare ainsi, sont tantôt à proportions fixes, tantôt avec excès de métal. Cela dépend à la fois des propriétés de l'arséniure, de la nature du procédé et de la température employée.

872. La chaleur décompose, en partie du moins, les arséniures des trois dernières sections et même ceux de la troisième. L'oxigène les ramène, à l'aide de la chaleur, à l'état d'arséniates, ou bien il fait passer l'arsenic à l'état d'acide arsénieux, et le métal devient libre ou s'oxide. Le chlore

transforme à la fois l'arsenic et le métal en chlorures. Le brôme et l'iode en font autant. Le soufre et le sélénium agissent probablement d'une manière analogue. L'action des autres corps simples est peu connue ou du moins facile à prévoir.

Tous les arséniures sont insolubles dans l'eau. L'eau est décomposée par les arséniures de la première section. Il se dégage du gaz hydrogène arseniqué et il se produit quelque sel d'arsenic. Il paraît qu'en ce cas c'est de l'arséniate qui se forme. Les acides étendus d'eau agissent sur les arséniures des trois premières sections et produisent encore de l'hydrogène arseniqué. Les acides concentrés se comportent avec les arséniures comme avec l'arsenic et le métal pris séparément.

Quand les arséniures sont avec excès de métal, ils ont tous l'éclat métallique. Mais quand on les obtient à proportions définies, ils ne l'ont plus ou l'ont faiblement.

CHAPITRE XII.

Combinaisons de l'azote avec les métaux.

873. L'azote ne se combine jamais directement avec les métaux, mais il peut s'unir avec eux, quand on le présente à ces corps à l'état naissant, et forme alors des azotures. Ces combinaisons sont peu connues, mais pourtant il est facile de s'en former une idée générale, en les comparant avec les phosphures ou les sulfures métalliques.

Les azotures de potassium et de sodium découverts par MM. Gay-Lussac et Thénard offrent un excellent type, en ce que leur composition ne peut laisser aucune incertitude. En effet, ces azotures sont secs, ainsi leur composition est incontestable. Traités par l'eau, ils se transforment en ammoniaque et en oxides métalliques. Ainsi, leur composition générale peut être exprimée par

3 atome métal,
2 atomes azote.

auxquels il faut ajouter en effet,

$$\left.\begin{array}{l}3 \text{ at. oxigène} \\ 6 \text{ at. hydrog.}\end{array}\right\} = 6 \text{ at. d'eau}$$

pour former

3 at. d'oxide = 3 at. métal et 3 at. oxigène.
4 at. d'ammoniaque = 2 at. azote et 6 at. hydrogène.

874. S'il en est ainsi des azotures de potassium et de sodium, il reste au moins quelque incertitude à l'égard des azotures des autres métaux. Leur existence elle-même est encore regardée comme douteuse par beaucoup de chimistes qui désignent sous le nom très-impropre d'*ammoniures*, les composés que nous considérerons ici comme des azotures ammoniacaux.

L'ammoniaque réagit sur un grand nombre d'oxides métalliques, et forme toujours des composés particuliers qui ont été désignés sous le nom d'ammoniures. Tels sont les ammoniures de zinc, de cuivre, d'or et d'argent. Or, il peut se présenter trois hypothèses distinctes : ou bien l'ammoniaque et l'oxide se conservent l'un et l'autre, et ne font que se combiner, auquel cas le composé n'est autre chose qu'une espèce de sel dans lequel l'ammoniaque joue le rôle de base, et l'oxide métallique celui d'acide. Ainsi, même dans cette hypothèse, le nom d'ammoniure exprimerait mal la composition de ces corps, en ce qu'il indique l'ammoniaque comme électro-négatif, ce qui ne saurait être.

Ou bien, il se forme de l'eau aux dépens de l'oxigène, de l'oxide et de l'hydrogène de l'ammoniaque, en même temps que l'azote et le métal s'unissent. On conçoit qu'alors l'azoture se trouve nécessairement constitué d'une manière absolument semblable à celle qui est exprimée plus haut pour l'azoture de potassium ou de sodium; c'est-à-dire, dans des proportions nécessaires, déterminées par la composition bien connue de l'ammoniaque, de l'eau et des oxides employés.

Ou bien enfin, l'azoture, formé par la réaction que l'on vient de décrire, se combine avec l'ammoniaque en excès; il se forme alors un composé d'azoture métallique et d'ammoniaque, et c'est là ce que rendent probable les épreuves auxquelles j'ai soumis l'ammoniure d'or.

875. Les propriétés générales des azotures ammoniacaux sont fort peu connues, mais néanmoins assez faciles à prévoir dans beaucoup de cas.

L'action du feu sur ces composés sépare toujours plus ou moins facilement l'ammoniaque, l'azote et le métal. Pour les azotures ammoniacaux de potassium et de sodium, il faut employer une chaleur rouge, pour ceux de zinc et de cuivre, une température plus basse suffit. Enfin, l'ammoniure d'or se décompose vers 140° c., et celui d'argent à une température plus basse encore. Ces deux derniers éprouvent même par l'action de la chaleur une décomposition tellement subite, qu'il en résulte une détonation des plus violentes; l'azoture ammoniacal d'argent connu sous le nom d'argent fulminant, détone même au plus léger attouchement, lorsqu'il est bien préparé et bien sec.

L'on a déjà dit comment l'eau se comporte avec les azotures de potassium et de sodium; elle les transforme en ammoniaque et en oxides. Ce liquide est sans action sur les autres dans les circonstances ordinaires, mais il peut donner lieu à divers phénomènes qui séparent nettement les azotures en trois classes :

1° Les azotures de potassium et de sodium que l'eau transforme en se décomposant, en ammoniaque et en oxides métalliques; 2° Les ammoniures de zinc et de cuivre, de nickel et de cobalt, etc., que l'eau n'altère point à froid, mais qui se transforment aussi par l'évaporation en ammoniaque et en oxides, et qui ne peuvent, par suite, être obtenus secs; 3° Les azotures ammoniacaux d'or, d'argent, de mercure et de platine qui sont sans ac-

tion sur l'eau dans toutes les circonstances, ou qui du moins n'en ont pas une bien constatée.

876. Les moyens par lesquels on peut se procurer les azotures, et l'état dans lequel ils se présentent, sont essentiellement liés avec ces propriétés. Ainsi, les azotures de potassium et de sodium qui ne sont pas altérés par une chaleur modérée, peuvent se former à cette température en faisant agir ces métaux sur l'ammoniaque sec. Les autres ne peuvent, au contraire, être produits qu'au moyen des oxides ou des sels mis en contact avec l'ammoniaque dissous dans l'eau et parmi eux; on voit que ceux de la seconde classe ne peuvent s'obtenir qu'en dissolution, tandis que ceux de la troisième peuvent être desséchés.

L'action des acides et celle des bases pourront être prévues dans beaucoup de cas, d'après la manière dont les azotures sont modifiées par l'eau, et d'après la nature du métal qu'ils renferment. Il en est de même de l'action des corps simples non métalliques. A l'exception de l'hydrogène du bore, du silicium et du carbone, tous ces derniers chasseront l'azote, se combineront avec le métal, et produiront ainsi des chlorures, iodures, sulfures, etc.

Les acides hydratés agiront par leur eau sur les azotures de la première classe et détermineront la formation de sels d'ammoniaque et de potasse ou de soude. Les acides oxigénés cèderont une partie de leur oxigène au métal, et chasseront l'azote. Les hydracides secs cèderont leur élément électro-négatif au métal, et leur hydrogène à l'azote; il se formera ainsi du chlorure de potassium et de l'hydrochlorate d'ammoniaque, par exemple, si l'on suppose qu'on ait opéré sur de l'azoture de potassium et de l'acide hydrochlorique sec. Avec les azotures de la seconde classe, les acides détermineront toujours la décomposition de l'eau et la formation de deux sels ou d'un sel double. Les acides n'agiront point sur les azotures de la troisième classe.

Les bases pourront céder leur élément électro-négatif

aux azotures de la première classe, mais en général elles agiront peu sur ceux de la seconde, et à plus forte raison sur ceux de la troisième.

CHAPITRE XIII.

Carbures métalliques.

877. Le carbone, le bore et le silicium peuvent se combiner avec le fer, mais en général ces trois corps ne semblent propres à s'unir aux métaux que sous des conditions particulières et d'une manière incomplète.

Nous examinerons avec détail les combinaisons du fer et du carbone, quand nous étudierons l'acier et la fonte. Il paraît que dans beaucoup de cas, le carbone peut s'unir aux métaux sous l'influence d'une haute température, mais le composé ne renferme que quelques traces de charbon seulement. C'est ainsi du moins qu'on explique les propriétés particulières de quelques métaux réduits de leurs oxides par le charbon. Nous verrons un curieux exemple de ces modifications, dans l'article où l'on exposera les procédés de l'affinage du cuivre (1). Le carbone se combine évidemment au potassium et au sodium.

Siliciures métalliques.

878. Le silicium comme le carbone, peut s'unir au fer, au potassium, au sodium et de plus au platine, mais ces composés ont à peine été étudiés; à l'article de la fonte et de l'acier, nous reviendrons sur ce sujet. Le silicium s'unit à ces corps à l'aide de la chaleur. Il suffit en général de chauffer les métaux en contact avec de la silice et du charbon,

(1) M. Berzélius a considéré comme carbures les mélanges de charbon et de métal très-divisé que la distillation des cyanures laisse pour résidu. Nous les regardons comme de simples mélanges,

pour que le siliciure se produise. On ne connaît pas d'autres siliciures que ceux que nous venons de citer.

Borures métalliques.

Il paraît qu'en réduisant par le charbon les borates de soude et de potasse, il se forme des borures de potassium et de sodium. Il paraît aussi qu'en réduisant le borate de fer par l'hydrogène, on obtient du borure de fer. Il est certain que l'acide borique et le charbon chauffés au contact du platine forment du borure de platine, mais tous ces composés ont à peine été examinés.

CHAPITRE XIV.

Combinaisons de l'hydrogène avec les métaux.

879. On n'en connaît que trois : l'hydrure de potassium qui est solide, l'hydrure de tellure qui ressemble beaucoup à l'hydrure d'arsenic, et l'hydrogène telluré, qui est gazeux, et qu'on peut comparer soit à l'hydrogène arseniqué, soit à l'acide hydro-sulfurique.

Ces composés n'ont probablement que peu d'analogie entre eux. Il est probable néanmoins qu'ils sont tous détruits par la chaleur, et que le métal et l'hydrogène deviennent libres.

On trouvera dans l'histoire particulière du mercure et du tellure des détails suffisans sur ces composés, qui n'auraient rien de remarquable, s'ils ne se rattachaient à des corps fort singuliers, les hydrures ammoniacaux, qui peuvent servir long-temps encore, de base aux raisonnemens sur la nature des métaux envisagés comme des corps composés.

Il ne faut pas perdre de vue que dans ces composés le métal joue le rôle négatif et l'hydrogène le rôle positif.

CHAPITRE XV.

Des combinaisons qui ont lieu entre les composés binaires ou des sels proprement dits.

880. Le nom de sel désignait autrefois certains composés analogues au sel marin, par un ensemble de propriétés qui ne présente plus aucune valeur. C'était en effet, par la faculté de se dissoudre dans l'eau et de cristalliser par évaporation ou refroidissement; c'était d'après la saveur, la transparence, et quelques autres qualités insignifiantes, qu'un corps étoit autrefois doté du nom de *sel*. De même que le nom de soufre s'appliquait à beaucoup de combustibles, et celui de phosphore à tous les corps capables de luire dans l'obscurité.

Dans la nouvelle nomenclature, on a réservé le nom de sel aux composés formés par l'union d'un acide et d'une base, et en général on n'a considéré comme tels, que ceux qui avaient pour base un oxide ou un corps évidemment alcalin aux réactifs ordinaires.

Ainsi restreinte, cette dénomination nous semble peu convenable. Il nous paraît plus conforme aux idées générales de la science, d'appliquer indistinctement le nom de *sels* à tous les composés résultant de l'union de deux corps binaires, persuadé, comme nous le sommes, qu'en pareil cas, l'un d'eux fait toujours fonction d'acide, et l'autre, fonction de base.

881. Nous nommons donc sel, tout produit provenant de la combinaison de deux composés binaires. Cette définition s'applique, non-seulement aux composés binaires oxigénés,

auxquels on donnait autrefois exclusivement le nom de sels, mais aussi aux composés qui résultent de l'uuion des sulfures entre eux ; la combinaion d'un chlorure avec un autre chlorure est également un sel ; il en est de même des iodures, etc. Elle comprend encore toutes les combinaisons quaternaires qui résultent de l'union d'un composé binaire quelconque avec un second ; par exemple, celle d'un oxide avec un chlorure ; l'oxi-chlorure d'antimoine est un sel de ce genre, puisqu'il résulte de la combinaison de l'oxide d'antimoine avec le chlorure d'antimoine. Nous pouvons citer aussi comme sels, les combinaisons d'un acide avec un sulfure ; les hyposulfites par exemple, sont des sulfates ou des sulfites de sulfures, c'est-à-dire de véritables sels.

Ce que nous allons dire sur les propriétés générales des sels, ne s'applique pourtant qu'à ceux qui sont à base et à acide oxigénés, parce qu'ils sont les mieux connus, les plus nombreux et les plus employés, quoique, dans un grand nombre de cas, les lois qui régissent ceux-ci puissent s'appliquer aux autres sels.

882. *Composition.* Un acide se combine avec une base en nombres atomiques ; ainsi, 1 atome d'acide s'unit à 1, 1 1/2, 2, 3 atomes de base, ou bien 1 atome de base entre en combinaison avec 1, 1 1/2, 2, 3 atomes d'acide.

Lorsque la combinaison se fait atome à atome, c'est-à-dire, entre 1 atome de base et 1 atome d'acide, le sel qui en résulte est généralement neutre. Il est acide, si pour 1 atome de base, il y a 1 1/2, 2, 3 atomes d'acide ; et, au contraire, le sel est basique, si pour 1 atome d'acide il y a 1 1/2, 2 ou 3 atomes de base.

La nomenclature des sels repose aujourd'hui avec raison sur leur composition atomique. Ainsi, on forme les noms de la manière suivante :

Atomes de base.	Atomes d'acide.	
3.	1.	sel tribasique,
2.	1.	sel bibasique,
1 1/2.	1.	sel sesquibasique,
1.	1.	sel neutre,
1.	1 1/2.	sesquisel,
1.	2.	bisel,
1.	3.	trisel.

Ces exemples suffisent, mais il est nécessaire maintenant de discuter ces noms pour en faire apprécier la vraie portée, et pour montrer à quelles limites s'arrête leur acception.

883. On peut dire sans hésiter, à priori, que les sels qui ont la même composition atomique, ne peuvent pas se trouver au même état de saturation. Il serait en effet, bien singulier, que des corps tout-à-fait différens sous les autres rapports, se ressemblassent exactement sous le point de vue le plus caractéristique, celui qui sert en quelque sorte de mesure pour leurs propriétés essentielles et fondamentales. S'il fallait s'en rapporter à la nomenclature actuelle la capacité de saturation, dans les acides, dépendrait toute entière du radical, et dans les bases, il faudrait l'attribuer en quelque sorte toute entière au corps négatif.

Ainsi, dans les acides, où tout le monde admet que l'oxigène joue le rôle de principe acidifiant, il importerait fort peu que sa quantité fût grande ou petite, la valeur acide du produit resterait la même, tant que la dose du corps non acidifiant ne serait pas changée.

Ainsi, dans les bases, où tout le monde admet que la valeur basique provient du métal, il importerait peu que celui-ci fût plus ou moins basique ou positif, la valeur du produit resterait la même, tant que la dose d'oxigène ne varierait pas.

884. Telles sont les conséquences des dénominations généralement adoptées pour classer les sels en sels neutres,

sels acides ou sels basiques; mais nous allons voir que celles-ci sont loin d'être exactes; en effet, tandis que les sels à bases alcalines paraissent neutres au papier de tournesol, quand ils sont formés atome à atome, tous les sels métalliques, excepté ceux de plomb et d'argent, sont acides, quoique la même loi préside à leur composition.

C'est donc par un langage de convention que l'on dit sulfate neutre de cuivre, nitrate neutre de zinc, etc. Tous les oxides de ces métaux forment des sels acides au papier dès que ces sels sont solubles. Quand on essaye d'augmenter la quantité de base, le sel devient insoluble, et dès lors, ses caractères, relativement à la neutralité, ne peuvent plus être observés.

885. On peut même arriver, par une expérience directe, à démontrer qu'il y a des différences réelles dans la capacité de saturation des divers oxides à dose égale d'oxigène. Nous prendrons pour exemple un sel bien caractérisé, le nitrate d'argent, qui peut être obtenu en dissolution bien neutre au papier de tournesol, et dont beaucoup de métaux précipitent l'argent en prenant sa place, sans que le rapport entre l'acide et l'oxigène de l'oxide se trouve en rien altéré.

Le nitrate neutre d'argent peut être en effet décomposé par le cuivre, le mercure, le zinc, le fer. On peut donc remplacer chaque atome d'argent par un atome de chacun de ces métaux; mais la dissolution de ces nouveaux sels, au lieu d'être neutre comme l'était celle d'argent, est devenue acide. C'est que l'oxide d'argent est sans doute une base plus puissante que les oxides qui l'ont remplacé. Ce que démontre du reste la faculté de former des sels neutres au papier dont il jouit et que ces oxides ne possèdent point.

886. Nous arriverions à la même conséquence, mais par un autre procédé, en discutant la composition des sels ammoniacaux.

M. Gay-Lussac a établi la véritable loi de composition

des sels ammoniacaux ; il regarde comme sels neutres ceux dans lesquels le volume du radical de l'acide est au volume de la base comme 1 est à 2. Ces sels en effet, correspondent bien pour la neutralité à ceux qui sont formés d'un atome d'acide et d'un atome de base oxigénée contenant elle-même un seul atome d'oxigène. Mais il nous paraît difficile de croire que tous les sels ammoniacaux soient également neutres, et l'on peut avec quelque apparence de raison admettre qu'à cet égard ils diffèrent beaucoup entre eux. Pour le prouver, il suffit de jeter les yeux sur les divers élémens dont se composent ce qu'on appelle le chlorate neutre et l'hydrochlorate neutre d'ammoniaque.

Chlorate d'ammoniaque neutre =	chlore 1 oxigène 2,5		saturé par 2 vol. de gaz ammoniaque.
Hydrochlorate d'ammoniaque neutre =	chlore 1 hydrog. 1		saturé par 2 vol. de gaz ammoniaque.

Si dans l'un et dans l'autre de ces sels, on supprime les corps semblables, c'est-à-dire, le volume de chlore et les 2 volumes d'ammoniaque, il resterait, d'une part, 2,5 d'oxigène, et de l'autre, 1 seul volume d'hydrogène, deux corps dont les propriétés électriques sont complétement opposées. Il faudrait donc, pour que les deux sels fussent neutres, qu'un seul atome du corps le plus électro-positif que l'on connaisse, eût la même capacité acidifiante que 2,5 atomes du corps le plus électro-négatif; ce qui n'est pas admissible.

Aussi, voyons-nous l'hydrochlorate d'ammoniaque jouer, dans une foule de cas, le rôle de base; il peut se combiner au bichlorure de mercure, de même que l'hydriodate d'ammoniaque au bi-iodure de mercure, et dans ces deux cas l'hydrochlorate et l'hydriodate jouent évidemment l'un et l'autre le rôle de base. Nous voyons d'autre part, les sels ammoniacaux formés par des acides très-

oxigénés, tels que l'acide nitrique, etc., se rapprocher par l'ensemble de leurs caractères de certains sels capables de s'unir à des composés binaires qui paraissent jouer à leur égard le rôle de base.

887. Enfin, par un autre genre de considération, on se trouve conduit encore à la même conséquence. En effet, les sels quoique déjà composés de tant d'élémens divers, sont encore capables de s'unir entre eux. Quelle que soit l'idée qu'on se forme des forces qui président aux combinaisons chimiques, il faut bien admettre que l'état de saturation ne s'est pas encore réalisé dans les sels simples, puisqu'ils conservent encore la faculté d'agir chimiquement entr'eux.

L'état de saturation, tel qu'on l'envisage ordinairement, aurait en effet pour résultat une indifférence absolue entre les corps qui y seraient parvenus. Un corps composé d'un acide et d'une base peut conserver le caractère acide, le caractère basique, selon que l'un des élémens domine l'autre, ou bien offrir une neutralité parfaite, si les élémens se sont mutuellement équilibrés. Dans ce dernier cas, le composé ne pourrait plus former de combinaisons chimiques, car il ne pourrait jouer, à l'égard d'aucun autre corps, le rôle d'acide ou le rôle de base, ce qui pourtant est indispensable.

Or, comme il n'est aucun sel qui ne puisse produire des sels doubles, il est par là même démontré qu'il n'est aucun sel exactement neutre.

Ainsi, pour nous borner à un seul exemple, le sulfate de potasse, quoique neutre au papier, se combine au sulfate acide d'alumine pour former l'alun, et dans ce sel double on ne peut nier que l'un des composés soit l'acide et l'autre la base.

888. De ces faits, il faut donc conclure qu'il n'y a point de sels vraiment neutres, que tous sont acides ou basiques, et qu'il faut les classer comme les oxides et les chlorures en deux sections distinctes. Nous reconnaîtrons toutefois,

qu'il en est quelques-uns que l'on peut regarder comme indifférens; mais cette propriété résulte moins de leur loi de composition, que de la nature de leur acide ou de leur base.

Une classification bien faite des sels sous ce point de vue, rendroit sans doute de grands services à la science. Mais que de difficultés à vaincre encore pour y parvenir! Où trouver le moyen de mesurer l'acidité ou l'alcalinité des sels que l'on ne peut avoir à l'état neutre? Comment apprécier ces propriétés dans les sels insolubles? Ce sont autant de questions que l'on peut regarder pour le moment comme entourées de grandes difficultés. Il semble, toutefois, que l'examen des rapports électriques des sels entr'eux serait de nature à conduire sur ce point à quelque résultat d'une haute importance.

Dans l'état de la question, il faut se contenter de poser en principe qu'il n'existe point de sels neutres, quoique beaucoup semblent l'être aux réactifs ordinaires. En conséquence, si nous admettons le mot neutre à l'égard des sels, c'est par un langage de convention; ce mot servant à désigner les sels de même composition atomique, ceux qui paraissent contenir pour un atome d'acide, un atome d'oxigène dans la base, et qui semblent approcher, autant que le permet la nature de leurs élémens, de cet état de neutralité qu'ils n'atteignent pourtant pas.

Examinons maintenant les propriétés générales des sels en nous bornant aux sels oxigénés, ainsi que nous l'avons dit plus haut.

889. *Propriétés physiques.* Tous les sels sont solides; tous sont susceptibles de cristalliser en passant peu à peu de l'état liquide à l'état solide.

Les sels s'offrent à nous sous différentes nuances; ceux des deux premières sections sont incolores, excepté les chromates. En général, toutes les fois que l'oxide et l'acide sont incolores, le sel est lui-même incolore, et sa

couleur varie quand l'oxide est coloré, ainsi que le montre le tableau suivant. On y voit du reste, et c'est un point fort important, que les sels à même base ont en général la même couleur.

Tableau de la couleur des différens sels autres que les chromates.

Sels de zirconium.	blancs, parfois jaunâtres.
— thorium	blancs.
— aluminium	id.
— yttrium	id.
— magnésium	id.
— calcium	id.
— strontium	id.
— barium	id.
— potassium	id.
— sodium	id.
— zinc.	id.
— étain.	id.
— cadmium	id.
Sous-sels de protoxide de fer en gelée	d'un blanc verdâtre.
Sels neutres de protoxide de fer dissous et cristallisés.	d'un vert d'émeraude.
En gelée	d'un blanc verdâtre.
Sous-sels de sesquioxide de fer. . . .	d'un jaune d'ocre.
Sels neutres de sesquioxide de fer dissous ou cristallisés.	d'un jaune rougeâtre.
Sels acides de sesquioxide de fer . . .	très-peu colorés.
Sels de protoxide de manganèse . . .	blancs.
Certains sels de manganèse sont . . .	d'un rose violet.
Sels de chrôme en dissolution. . . .	d'un vert pré.
Sels d'antimoine.	blancs, quelquefois un peu jaunâtres.
— deutoxide d'urane	jaunes, légèrement verdâtres.
— titane	blancs, légèrement jaunes.

— protoxide de cérium	blancs.
— deutoxide de cérium	jaunes.
— neutres ou acides de cobalt . .	rose violet.
Sous-sels de cobalt.	d'un bleu violacé.
Sels neutres ou acides de bismuth. . .	blancs.
— de tellure	id.
— neutres de bioxide de cuivre. .	bleus.
— acides de bioxide de cuivre. .	verts ou d'un verdâtre.
Sous-sels de bioxide de cuivre.	bleus ou verts.
Sels de nickel { en dissolution ou en cristaux. . .	verts.
Sels de nickel { en gelée.	d'un blanc verdâtre.
— neutres ou acides de plomb. .	blancs.
Sous-sels de plomb { en gelée	blancs.
Sous-sels de plomb { fondus	jaunes.
Sels neutres ou acides de protoxide de mercure	blancs.
Sous-sels de protoxide de mercure. . .	d'un blanc gris ou jaunâtre.
Sels neutres ou acides de bioxide de mercure	blancs.
Sous-sels de bioxide de mercure	jaunes ou d'un jaune orangé.
Sels neutres d'argent.	blancs.
Sels neutres ou acides de rhodium, de palladium.	d'un rose rouge.
Sels neutres ou acides de deutoxide d'or	d'un jaune d'or.
Sous-sels de deutoxide d'or.	jaunâtres.
Sels neutres ou acides de deutoxide de platine.	d'un jaune un peu orangé.
Sels de protoxide de platine	verdâtres.
Sel d'iridium.	rouges ou bleus, en dissolution.

890. La saveur des sels est plus ou moins marquée, suivant leur solubilité dans l'eau. Ceux qui sont insolubles n'ont point de saveur. En général, les sels d'une même base ont constamment la même saveur; il faut en

excepter les sels de potasse et de soude. La saveur des sels est encore un caractère assez important par ses rapports avec la nature de la base, et l'on s'en sert souvent pour reconnaître ces corps.

Tableau de la saveur des différens sels.

Sels de zircone. . . .	styptiques.
— thorine. . . .	id.
— yttria . . . . — glucine. . . .	sucrés.
— alumine	astringens.
— magnésie. . .	amers.
— chaux . . . . — strontiane . . . — baryte	piquans.
— potasse. . . . — soude . . . . — lithine. . . .	saveur variable.
— plomb . . . . — nickel. . . . — cérium. . . .	sucrés, puis âcres, styptiques.
Sels autres que les précédens,	très-âcres, très-styptiques, excitant fortement la salive, et la plupart du temps ayant une saveur si forte et si désagréable qu'il est impossible de la supporter. C'est cette saveur qu'on appelle *saveur métallique*.

Tous les sels, sans exception, sont plus pesans que l'eau.

891. *Propriétés chimiques*. Les phénomènes chimiques observés dans les sels sont presque toujours liés à l'action de l'eau sur ces corps. Il est donc nécessaire d'étudier cette action avant d'examiner ces phénomènes en détail. L'eau dissout certains sels et est sans action sur d'autres ; en les dissolvant, elle donne lieu à des phénomènes compliqués que nous allons tâcher d'expliquer. Lorsque l'eau dissout un sel, sa température en est élevée ou abaissée. Il y a toujours production de chaleur quand le sel est

privé d'eau et qu'il peut se combiner avec elle. Il y a au contraire presque toujours abaissement de température quand le sel en est saturé et qu'il ne fait que se dissoudre. Ainsi, le plâtre calciné, quand on le gâche, produit de la chaleur, tandis que le sulfate de magnésie, en se dissolvant, abaisse de plusieurs degrés le thermomètre. Dans le premier cas, il y a combinaison de l'eau avec le sel; dans le deuxième, il ne fait que se dissoudre. Le sel, en passant de l'état solide à l'état liquide, absorbe du calorique dans les deux circonstances; et si, dans le premier cas, il n'y a pas abaissement de température, c'est que le sel, par sa combinaison avec l'eau, a produit plus de chaleur qu'il n'est nécessaire pour le passage du corps solide à l'état liquide, et cet excès de chaleur devient sensible. Lorsque le sel se dissout dans l'eau, l'abaissement de température provient du calorique absorbé par le sel pour se dissoudre.

892. Il y a donc des sels qui contiennent de l'eau combinée. Cette eau combinée ou eau de cristallisation est répandue dans toutes les parties du cristal; elle fait quelquefois plus de la moitié de son poids. Cette quantité d'eau pour un sel est toujours la même dans tous les cristaux de même forme. Mais outre l'eau de combinaison ou de cristallisation, les sels contiennent tous une petite quantité d'eau interposée entre les lamelles dont le cristal est formé. Ce n'est pas de l'eau pure, mais bien une dissolution saturée du sel qui s'est trouvée comme emprisonnée au moment où les lames qui forment le cristal se sont superposées. L'eau interposée est bien moins abondante que l'eau de cristallisation. On reconnaît que des cristaux contiennent de l'eau de cristallisation ou de l'eau interposée, en les exposant subitement à une température élevée. Dans le dernier cas, ils décrépitent sans rien perdre de leur transparence, phénomène dû à ce que l'eau, tendant à se réduire en vapeur, brise et projette dans l'air les parties salines qui

s'opposent à son passage. Si les cristaux contiennent de l'eau combinée, ils la perdent au feu et deviennent opaques, ou bien ils se fondent dans leur eau de cristallisation, éprouvant la *fusion aqueuse*. Si un sel contient à la fois de l'eau de cristallisation et de l'eau interposée, il décrépite à peine au feu, et devient opaque. Mais il n'est pas toujours facile de savoir si un sel ne contient que de l'eau de cristallisation; on en fait l'essai en pulvérisant le sel et le comprimant entre des feuilles de papier joseph : le papier reste sec dans le cas où il ne contient que de l'eau de cristallisation; s'il devenait humide, ce serait une preuve qu'il contiendrait de l'eau interposée.

Il est évident, d'après ce qui précède, que toutes les fois que le sel se combinera à l'eau en s'y dissolvant, il y aura production de chaleur, et, qu'au contraire, du froid sera produit s'il ne fait que s'y dissoudre. C'est d'après ces considérations qu'on fait les mélanges frigorifiques. Tous les corps solubles dans l'eau agissent de la même manière que les sels.

893. Si au lieu de mettre de l'eau liquide en contact avec un corps qui a pour elle beaucoup d'affinité, on la remplaçait par de l'eau solide ou de la glace, alors l'abaissement de température serait bien plus considérable; le froid produit par la fusion des deux corps solides serait d'autant plus grand que la dissolution serait plus prompte, et que la quantité de matière dissoute serait elle-même plus considérable. Les sels déliquescens sont ceux qui se dissolvent en plus grande quantité et le plus promptement; ce sont aussi ceux qui produisent le plus de froid.

En général, pour produire du froid artificiel, il faut satisfaire aux conditions suivantes : le sel doit être combiné avec l'eau qu'il peut prendre; sans quoi, lorsque cette combinaison se ferait, il y aurait production de chaleur au détriment du froid qu'on veut obtenir; la glace et le sel doivent être très-divisés et mêlés avec soin et prompte-

ment. La division des matières est nécessaire dans cette circonstance pour rapprocher le plus possible chaque molécule de sel et de glace qui doivent s'unir. Par le même motif on doit faire un mélange intime, et prompt, car le froid produit tout à coup parvient ainsi à son maximum sans la déperdition qui résulterait infailliblement de la tendance qu'ont tous les corps à se mettre en équilibre de chaleur. Au lieu de glace pilée, il est mieux de se servir de neige récemment tombée, car elle est très-divisée. La quantité de sel et de neige n'est pas indifférente; ces quantités doivent être telles que l'une et l'autre se fondent sans qu'il reste un excès. Les proportions différentes donnent des résultats moins avantageux. On fait le mélange dans des vases minces qui soient peu conducteurs de la chaleur; ceux de grès et de verre sont les plus convenables. On met une couche de sel et une couche de neige, et par-dessus une nouvelle couche de sel, puis une de neige et ainsi de suite, et avec une spatule de bois on agite en tous sens.

894. Il est nécessaire d'abaisser la température des matières elles-mêmes, quand le mélange doit produire un froid très-grand; pour cela on les met séparément dans des vases qui sont placés dans un mélange frigorifique convenable. Lorsque l'équilibre de température s'est établi, on mêle, comme il a été dit, la neige et le sel.

On produit des froids artificiels de plusieurs manières, soit en dissolvant des sels dans l'eau ou dans les acides affaiblis, soit en traitant de la glace par des acides affaiblis, soit en dissolvant un corps quelconque dans un liquide quelconque, pourvu qu'il n'y ait pas combinaison, sans quoi on produirait un effet tout contraire.

Nous allons donner plusieurs tableaux extraits des mémoires de Lowitz et de Walker sur les froids produits par différens mélanges frigorifiques.

Table des mélanges frigorifiques.

MÉLANGES de sels et d'eau.		ABAISSEMENT du thermomètre.
Hydrochlorate d'ammoniaque	5 part.	de + 10° à — 12°,22
Nitrate de potasse.	5	
Eau.	16	
Nitrate d'ammoniaque. . . .	1	de + 10° à — 13°,88
Carbonate de soude.	1	
Eau.	1	
Nitrate d'ammoniaque. . . .	1	de + 10° à — 15°,55
Eau.	1	
Hydrochlorate d'ammoniaque	5	de + 10° à — 15°,55
Nitrate de potasse.	5	
Sulfate de soude.	8	
Eau.	16	

MÉLANGES de sels et d'acides étendus d'eau.		ABAISSEMENT du thermomètre.
Phosphate de soude.	9 part.	de + 10° à — 6°,11
Nitrate d'ammoniaque.	6	
Acide nitrique étendu d'eau. .	4	
Sulfate de soude.	6	de + 10° à — 10°
Nitrate d'ammoniaque	5	
Acide nitrique étendu.	4	
Phosphate de soude	9	de + 10° à — 11°,11
Acide nitrique étendu	4	
Sulfate de soude	6	de + 10° à — 12°,22
Hydrochlorate d'ammoniaque.	4	
Nitrate de potasse	2	
Acide nitrique étendu.	4	
Sulfate de soude.	3	de + 10° à — 16°,11
Acide nitrique étendu.	2	
Sulfate de soude.	8	de + 10° à — 17°,77
Acide hydrochlorique.	5	

MÉLANGES de neige et de sels, ou d'alcali, ou d'acide étendu.		ABAISSEMENT du thermomètre.
Neige. . . . . Sel marin.	1 part. 1	de 0° à — 17°,77
Chlorure de calcium. . . . . Neige.	3 2	de 0° à — 27°,77
Potasse. . . . . Neige.	4 3	de 0° à — 28°,33
Neige. . . . . Acide sulfurique étendu. . .	1 1	de — 6°,66 à — 51°
Neige ou glace pilée. . . . . Sel marin.	2 1	de — 17°,77 à — 20°,55
Neige et acide nitriq. étendu		de — 17°,77 à — 45°,33
Hydrochlorate de chaux. . . Neige.	2 1	de — 17°,77 à — 54°,44
Neige ou glace pilée. . . . . Sel marin. . . . . Hydrochlorate d'ammoniaque et nitrate de potasse	1 5 5	de — 20°,55 à — 27°,77
Neige. . . . . Acide sulfurique étendu. . . Acide nitrique étendu. . . .	2 1 1	de — 23°,33 à — 48°,88
Neige ou glace pilée. . . . . Sel marin. . . . . Nitrate d'ammoniaque. . . .	12 5 5	de — 27°,77 à — 31°,66
Hydrochlorate de chaux. . . Neige.	3 1	de — 40° à — 58°,33
Acide sulfurique étendu. . . Neige.	10 8	de — 55°,55 à — 68°,33

895. Les sels qui contiennent une assez grande quantité d'eau, la perdent par la chaleur, éprouvent la fusion aqueuse, et se dessèchent à mesure qu'elle se volatilise. Ceux qui contiennent de l'eau interposée entre leurs molécules décrépitent plus ou moins fortement : l'eau en s'évaporant,

brise les lamelles salines qui s'opposent à son passage et les projette dans l'air. Si on continue à chauffer les sels devenus secs, il en est un certain nombre qui éprouvent une deuxième fusion qu'on nomme *fusion ignée*, pourvu qu'on les chauffe assez fortement et qu'ils ne soient pas décomposables par cette chaleur. La fusion ignée a lieu ordinairement, lorsque l'acide et l'oxide sont très-fusibles.

Nous dirons, en décrivant les genres et les espèces, quels sont les sels qui se décomposent ou qui ne se décomposent pas, par l'action de la chaleur.

896. *Action de la pile.* Lorsqu'on fait agir le fluide électrique sur un sel humecté ou dissous, il est toujours décomposé. La pile étant forte, l'acide se rend dans certains cas, au pôle positif, et la base au pôle négatif; dans d'autres l'oxide est lui-même décomposé, et le métal se rend seul au pôle négatif, et à l'autre pôle se rendent l'oxigène de l'oxide et l'acide.

Les sels de la deuxième section, qu'ils soient humides ou dissous, se comportent toujours, comme il a été dit, dans le premier cas. L'action est la même sur ceux des sels de la première section qui sont dissous; mais tous les sels, excepté ceux de la deuxième section, lorsqu'ils sont humectés et sous l'influence d'une pile forte, se décomposent de manière que le métal se rend seul au pôle négatif, tandis que l'oxigène de l'oxide et l'acide se rendent à l'autre pôle. L'action est modifiée lorsque la pile est faible, alors on n'opère plus la réduction de l'oxide des sels de la première section, ni même de ceux de la troisième lorsqu'ils sont dissous.

897. Voici la manière de disposer ces expériences : si l'on opère sur un sel en dissolution et qu'on veuille séparer la base de l'acide, on met dans un premier tube la dissolution du sel, et dans l'autre, de l'eau pure; on fait communiquer les deux liquides par le moyen d'un morceau d'amiante lavé et humide, puis l'on fait plonger le fil positif

dans l'un de ces vases et le fil négatif dans l'autre. La pile étant en activité, la décomposition ne tarde point à s'opérer; le vase où plonge le fil négatif contient bientôt de l'oxide libre ou du métal réduit; celui dans lequel se rend le pôle positif contient de l'acide libre, ou les produits qui peuvent résulter de sa décomposition.

898. Quelques exemples rendront ces résultats plus clairs. Si dans deux vases réunis par de l'amiante humide, on met de l'eau d'une part et une dissolution de sulfate de soude de l'autre, on obtient de l'acide sulfurique au pôle positif, et de la soude au pôle négatif.

Qu'on substitue au sulfate de soude du sulfate de cuivre et l'on aura de l'acide sulfurique au pôle positif, et du cuivre métallique au pôle négatif. Il se dégagera en même temps de l'oxigène au pôle positif.

Que l'on augmente la force de la pile, en se servant toujours d'un sel des trois dernières sections, et les phénomènes seront encore modifiés. L'acide lui-même pourra être décomposé. Ainsi, le nitrate d'argent donnera au pôle positif un abondant dégagement de gaz oxigène et au pôle négatif du gaz azote et de l'argent métallique. Le sulfate d'argent fournira de même de l'oxigène au pôle positif, tandis que le pôle négatif se recouvrira d'une couche de sulfure d'argent.

899. M. Becquerel a fait voir que tous ces phénomènes pouvaient être obtenus au moyen de piles très-faibles, pourvu que leur action fût prolongée pendant quelque temps. Il est résulté de cette disposition, comme on pouvoit le prévoir, que les produits déposés ont pris en général des formes cristallines régulières. C'est ce qui arrive presque toujours dans les cas de solidification très-lente des corps. Mais ces appareils ont produit en outre dans beaucoup de cas, de nouvelles combinaisons dont la formation ne pouvait pas être prévue. Il suffit en général, d'un seul couple voltaïque pour déterminer ces nouvelles et

curieuses réactions. M. Becquerel a même trouvé que l'élément formé de deux métaux offroit trop de puissance, et il a remplacé souvent l'un des métaux par le charbon. Au total, le contact de deux corps conducteurs suffit presque toujours pour donner des effets sensibles avec les sels des trois dernières sections quand on prolonge suffisamment l'expérience.

900. *Action des corps non métalliques*. Le chlore transforme les proto-sels de fer, d'étain et de cuivre en sels de peroxide ; il s'empare alors d'une partie du métal de la base et forme un chlorure. L'oxigène du métal réduit, fait passer à un degré supérieur d'oxidation la partie du protoxide non-décomposée. Le brôme, l'iode doivent produire des effets analogues à ceux du chlore. L'action de l'azote est nulle à froid et à chaud; celle de l'hydrogène, du bore, du carbone, du phosphore et du soufre à chaud, varie suivant les différens sels. Nous en parlerons, en faisant l'histoire des espèces, lorsqu'elle sera de quelque utilité.

L'oxigène, même à la température ordinaire, peut agir sur quelques sels, pourvu que ceux-ci soient humides ou dissous. Car, à sec, il est sans action sur tous ces sels, à une température basse. Tantôt, l'action de l'oxigène se porte sur l'acide, et alors, en général, le nouveau sel formé reste au même état de saturation que celui dont il provient. Ainsi, l'air transforme les sulfites neutres en sulfates neutres. Tantôt, l'action de l'oxigène se porte sur la base, et dans ce cas le sel devient plus basique. Ainsi, le sulfate neutre de protoxide de fer se transforme en sous-sulfate de peroxide qui est insoluble. L'air agit de la même manière par son oxigène.

901. *Action des métaux*. Ce que nous allons dire de l'action des métaux sur les dissolutions salines ne concernera que les métaux des quatre dernières sections ; car les métaux de la première section agissent sur l'eau qui

tient le sel en dissolution, se transforment en oxides, et n'agissent plus alors comme métaux, mais comme bases salifiables. L'action des métaux de la seconde section n'est pas connue. Enfin les dissolutions salines de ces deux premières sections n'éprouvent aucune altération de la part des autres métaux.

Il n'en est pas de même des métaux et des sels des quatre dernières sections. Ici, un métal mis en contact avec le sel dissous s'empare souvent de l'oxigène et de l'acide, et déplace ainsi le métal appartenant au sel. Le sel ne change pas d'état de saturation et il ne se dégage aucun gaz.

SELS dont les dissolutions sont irréductibles par les métaux.	SELS dont les dissolutions sont réductibles par certains métaux.		
Sels des deux premières sections.	Sels d'étain.		Réduits par le fer, le zinc, et peut-être le manganèse.
Sels de manganèse.	— d'antimoine.		
—de zinc.	— d'arsenic.		
—de fer.	— de bismuth.		
—de chrôme	— de plomb.		
—de cobalt.	— de cuivre (1).		
—de cérium.	— de tellure.		
—d'urane.	Nitrates de mercure	réduits par le fer, le zinc et tous ceux qui précèdent.	
—de titane.	Sels d'argent (2)	réduits par le zinc, le fer, le manganèse, le cobalt, et tous ceux qui précèd. l'argent.	
—de nickel.	— de palladium		
	— de rhodium		
	— de platine		
	— d'or		
	— d'osmium		
	— d'iridium		

902. La chimie analytique, les arts eux-mêmes ont tiré de ces réactions un parti tellement utile, qu'il est indispensable de les examiner avec quelque attention.

(1) L'acétate de cuivre est réduit par le plomb.

(2) Le nitrate d'argent est réduit par le cobalt.

Pour qu'un métal soit capable d'en précipiter un autre de ses dissolutions, il faut incontestablement qu'il possède à un plus haut degré que lui la tendance à s'unir soit à l'oxigène, soit aux acides, quand il est oxidé. Mais cette condition ne suffit pas, il faut encore que le métal précipitant mis en contact avec le métal précipité joue à son égard le rôle positif. S'il en était autrement, dès les premiers instans de la précipitation, l'effet s'arrèterait et s'opérerait en sens inverse, ou pour mieux dire, il ne pourrait pas se manifester. Concevons, par exemple, que dans une dissolution de plomb, l'on mette un morceau d'étain, il semble qu'en vertu de sa plus facile oxidation l'étain doit enlever l'oxigène au plomb et le précipiter. Mais si cela pouvait s'opérer, le plomb et l'étain formeraient un élément de la pile, dans lequel le plomb serait positif et l'étain négatif. Dès lors, le plomb attirerait l'oxigène et l'acide, se redissoudrait de suite et l'étain se précipiterait à son tour. On conçoit donc que l'étain ne peut agir sur les sels de plomb.

Pour commencer l'action, il est donc nécessaire que les métaux précipitans soient plus disposés à s'unir à l'oxigène et aux acides que les métaux précipités. Pour que l'action soit continue, il faut en outre que les métaux précipitans jouent le rôle positif à l'égard des métaux précipités.

903. La précipitation des métaux ne s'opère bien que dans les dissolutions aqueuses, un peu étendues ; et souvent il est nécessaire qu'elles soient légèrement acides, pour que l'effet soit prompt. D'ailleurs, le nouveau sel doit être soluble, sans quoi l'effet s'arrêterait bientôt.

Les métaux précipités se déposent soit en poudre, soit en cristaux, soit en couche mince. Dans les deux premiers cas, l'action est continue. Dans le dernier, elle s'arrête quelquefois. Ainsi, quand on met du fer dans du nitrate d'argent, le fer se recouvre de suite d'une couche d'argent très-mince. Souvent l'effet s'arrète et le fer cesse d'agir. Il

se trouve même ainsi garanti de l'action de l'acide nitrique ajouté en excès.

Dans ce cas, en effet, le fer n'est plus en contact, ni avec la dissolution de nitrate d'argent, ni avec l'acide. L'argent lui-même formant à la surface du fer une couche mince se trouve dans un état électro-négatif qui le préserve quelque temps de l'action de l'acide nitrique en excès. De sorte que cet acide reste, même à chaud, pendant long-temps sans action sur le fer quand on ajoute un peu de nitrate d'argent à la liqueur. Des phénomènes analogues à celui-ci se passent dans tous les cas où l'on emploie dans les arts la précipitation des métaux pour dorer ou argenter le cuivre ou le laiton.

Quand le métal précipité se dépose en poudre ou en cristaux, il est clair que le contact continue à avoir lieu et que par suite l'effet ne peut pas être limité.

Assez souvent, le métal précipité s'allie avec le métal précipitant. C'est ce qui a toujours lieu, quand on opère la précipitation au moyen du mercure. Ainsi, les sels d'argent et d'or précipités par le mercure ne fournissent pas de l'or ou de l'argent purs, mais bien des amalgames d'or ou d'argent. Ce dernier cristallise très-bien et en longues aiguilles. C'est l'*arbre de Diane*. Il paraît qu'il en est de même de la précipitation des sels d'argent et d'or par le cuivre. L'or et l'argent précipités s'allient avec une portion de cuivre.

Le plomb se précipite ordinairement en beaux cristaux lamelleux. C'est au moyen du zinc mis en contact avec une dissolution d'acétate de plomb que l'on obtient l'*arbre de Saturne*. L'argent se dépose souvent sous forme cristalline, mais souvent aussi sous forme de couches minces douées de l'éclat métallique, mais sans apparence cristalline. Le cuivre se précipite toujours en plaques informes avec l'éclat métallique. Le mercure se sépare en gouttelettes. Tous les autres métaux sont précipités sous la forme d'une

poudre brune ou noire, dans laquelle on ne reconnaît qu'avec peine le caractère métallique.

904. Dans toutes ces précipitations, le métal employé s'empare de l'oxigène et de l'acide, le métal du sel se dépose et l'effet s'arrête là, si l'on met fin à l'expérience. Dans le cas contraire, les deux métaux forment un élément de la pile qui agit sur le nouveau sel formé et le décompose à son tour.

905. *Action des bases.* L'action qu'exercent les bases salifiables sur les sels n'a été bien examinée que lorsque ceux-ci sont en dissolution, et que l'oxide est lui-même dissous. Toutes les dissolutions salines des cinq dernières sections sont décomposées par la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane et la chaux, et ces bases s'emparent de tout l'acide du sel et en précipitent l'oxide à l'état d'hydrate, sur lequel elles agissent ensuite suivant les propriétés de chacune d'elles. La potasse et la soude, versées en excès dans les sels de glucine, d'alumine, de zinc, de deutoxide d'étain, d'antimoine, de plomb, etc., redissolvent les précipités qu'elles forment.

906. Nous avons déjà émis sur ces réactions importantes une opinion qu'il est nécessaire de reproduire ici.

Tout sel mis en présence d'une base tend à lui céder une portion de son acide. Il peut même l'abandonner en totalité et éprouver une décomposition complète, si la base du sel est insoluble, si la base ajoutée est soluble, et si d'ailleurs le sel employé et le nouveau sel formé sont solubles l'un et l'autre. Pour que cette réaction soit nette, il faut encore que les deux bases ne puissent pas se combiner et qu'elles ne puissent pas former de sel double soluble.

Ainsi, la potasse versée dans une dissolution de bioxide de cuivre en précipite un hydrate de bioxide, et il se forme un sel soluble de potasse. L'oxide de cuivre mis en liberté reste uni à quelques traces de la potasse employée,

mais on peut regarder ce résultat comme accidentel et consécutif à la première action.

Versée dans un sel d'alumine, la potasse détermine d'abord la formation d'un sous-sel alumineux insoluble. Elle s'empare donc de la majeure partie de l'acide. Ajoutée en excès, elle prend tout l'acide, et l'alumine devenue libre se dissout dans la potasse en excès. La combinaison de l'alumine avec la potasse se forme donc encore ici par un effet consécutif indépendant de la réaction principale.

Que l'on ajoute de l'ammoniaque à un sel de magnésie et l'on obtiendra un précipité de magnésie. Mais une partie de la magnésie restera unie à l'acide et le sel magnésien s'unira au sel ammoniacal formé, pour produire un sel double soluble. Un excès d'ammoniaque sera sans action sur ce sel double.

Que l'on verse de l'eau de barite dans une dissolution de sulfate de potasse et la potasse deviendra libre. Il se formera du sulfate de barite insoluble qui se précipitera.

Tous ces résultats s'expliquent par les mêmes causes qui déterminent la plupart des réactions chimiques. Dans un mélange donné, la cohésion relative de certains composés détermine leur formation. Ici, tous les composés qui se forment sont insolubles dans l'eau et se produisent surtout par cette cause.

907. L'ammoniaque est la base salifiable la plus puissante après les oxides de la première section ; aussi, comme ceux-ci, elle décompose tous les sels des autres sections, s'empare de l'acide et précipite, en général, les oxides. Elle forme avec les sels de magnésie des sels doubles, et en précipite une partie de la magnésie qui ne se dissout pas dans un excès d'ammoniaque ; avec les sels de zinc, de cuivre, de nickel, elle donne des précipités très-solubles dans l'ammoniaque, d'où résultent des sels doubles. La liqueur est d'un beau bleu céleste avec les sels de cuivre, d'un bleu violet avec le nickel, incolore avec les sels de zinc.

L'ammoniaque précipite les sels de cobalt, forme un sel double; mais l'hydrate de cobalt est difficilement soluble dans un excès d'ammoniaque. La tendance de cette base pour former des sels doubles avec l'argent est très-grande; tous ces sels doubles sont très-solubles. Elle forme, avec les sels de platine des sels doubles qui sont jaunes et peu solubles. Avec les sels de rhodium, de palladium, d'iridium, elle forme aussi des sels doubles.

La magnésie vient après l'ammoniaque. Quant aux autres bases salifiables, on ne peut leur assigner un rang bien exact; car elles n'ont point été soumises à des expériences assez précises. Cependant, on a remarqué que les oxides qui neutralisent le mieux les acides sont aussi ceux qui ont le plus de tendance à s'unir avec eux; ce qui permet de regarder comme bases salifiables les plus puissantes parmi les oxides insolubles, les oxides d'argent, de plomb, les protoxides de manganèse, de zinc et de fer: ces oxides pourraient donc décomposer quelques-uns des sels formés par les autres oxides.

Du reste, le tableau déjà donné (775) fournit à ce sujet toutes les indications générales que l'on puisse extraire des recherches tentées sur ces réactions. Il est difficile d'attribuer des résultats de ce genre aux causes qui expliquent si bien les précédentes. La décomposition du nitrate de cuivre par l'oxide d'argent ne peut guère se concevoir, par exemple, comme un effet de la solubilité, car les deux oxides sont insolubles et le nitrate de cuivre est plus soluble que le nitrate d'argent. Ici, les forces chimiques semblent agir seules et sans le concours de la cohésion relative qui les complique si souvent.

908. *Action des acides.* Lorsqu'on verse un acide sur un sel, tantôt il est sans action, tantôt il s'empare de la base en totalité ou en partie, tantôt, mais très-rarement, il s'y unit.

909. Un acide peut être versé dans une dissolution sa-

line, sans que celle-ci semble éprouver aucune altération. C'est ce qui arrive toujours quand on se sert d'un sel soluble, que l'acide et la base de ce sel sont solubles, que le nouvel acide ajouté est soluble aussi, et qu'il en est de même du sel auquel il peut donner naissance. Ainsi, qu'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de phosphate de soude et rien n'indiquera que cet acide ait réagi sur ce sel. On peut concevoir que la base se partage entre les deux acides pour former des sels acides. On peut dire que le nouvel acide doit se rapprocher des molécules de la base, comme nous l'avons expliqué dans notre introduction, de manière que la base se trouve en équilibre entre les deux acides. Ce sont là des suppositions par lesquelles on cherche à se représenter le fait. Mais par aucune méthode expérimentale on ne peut arriver à trancher la question.

910. Si l'acide s'empare entièrement de la base du sel, son acide doit alors ou se précipiter ou se dégager, parce qu'il est insoluble ou gazeux, ou bien le nouveau sel formé doit se précipiter, parce qu'il est lui-même insoluble. Ainsi, l'acide sulfurique décompose les carbonates sur-le-champ, et l'acide carbonique se dégage. Ainsi, le même acide décompose les arsenites concentrés et l'acide arsénieux se précipite. Ainsi, enfin, il décompose tous les sels de barite et forme alors du sulfate de barite insoluble.

La cohésion et l'élasticité sont donc encore ici les causes prédominantes; et l'on peut dire qu'un acide dont le point d'ébullition est élevé chasse de leurs sels tous ceux qui ont un point d'ébullition plus bas. Lorsque deux acides ont un point d'ébullition très-rapproché, ils se déplacent réciproquement, pourvu que l'on ajoute l'un d'eux en grand excès sur le sel formé par l'autre. Ainsi, l'acide acétique en excès décompose les hydrochlorates et l'acide hydrochlorique en excès décompose les acétates.

911. Lorsque l'acide s'empare d'une partie de la base, il en résulte deux nouveaux sels acides.

912. *Action des sels.* On a bien plus étudié l'action qu'exercent les sels en dissolution les uns sur les autres, que celle des sels solides. Dans cette dernière circonstance, on sait seulement que lorsqu'on calcine deux sels qui, par l'échange de leur acide et de leur base, peuvent former un sel fixe et un sel volatil, ils se décomposent, et le sel volatil se dégage.

Si l'on mêle deux sels en dissolution dans l'eau qui, par leur réaction, puissent donner lieu, soit à deux sels insolubles, soit à un sel insoluble, la décomposition a toujours lieu; les sels insolubles se précipitent. En versant du sulfate de soude dans une dissolution de nitrate de baryte, il se précipite du sulfate de baryte, et il reste en dissolution du nitrate de soude.

Berthollet, qui a montré le premier l'influence réelle de la cohésion et de l'élasticité dans l'action réciproque des corps, s'est servi des règles qu'il en avait tirées pour expliquer tous les phénomènes relatifs aux réactions des sels. Dans le cas où il se forme un sel insoluble, la réaction est si nette, la cause qui la produit est si évidente qu'il ne peut rester le moindre doute. Il en est de même quand on chauffe deux sels qui peuvent donner naissance à un sel volatil.

913. On est plus embarassé, quand il s'agit d'expliqner les résultats qui se rapportent à la réaction de deux sels solubles, capables de donner naissance à des sels solubles par leur décomposition mutuelle; le nitrate de potasse et le sulfate de soude, par exemple.

Toutefois, les mêmes principes expliqueront encore dans ce cas les décompositions qui peuvent s'opérer. Parmi les sels possibles, ce sera le moins soluble qui se séparera. Mais les conditions variées où la dissolution peut être placée feront varier les rapports de solubilité et par suite

la nature des sels qui se sépareront. On est loin de pouvoir préciser ces sortes de résultats. Il faudrait pour cela connaître la solubilité relative des sels à toutes les températures, depuis le point de congélation jusqu'au point d'ébullition. Ainsi, quand on mêle du sulfate de soude et du nitrate de potasse, il tend à se former ordinairement du sulfate de potasse et du nitrate de soude, parce que des quatre sels possibles, le nitrate de soude est le plus soluble et le sulfate de potasse l'est le moins.

914. Pour mieux préciser les idées sur ces questions si importantes, je vais donner ici quelques exemples analogues au précédent.

Je suppose qu'on ait mis en présence du sel marin et de l'acide sulfurique, ou bien du sulfate de soude et de l'acide hydrochlorique et que les matières soient étendues de beaucoup d'eau. A 14°,7 la solubilité du sulfate de soude et celle du sel marin sont les mêmes, d'où il suit qu'à cette température les forces qui tendent à déterminer la production du sulfate de soude et celle du sel marin sont égales en ce qui concerne la cohésion. La nature du composé formé pendant l'évaporation faite à cette température serait donc déterminée seulement par la tendance de l'un des acides à s'unir à l'eau, ou bien par sa tendance à prendre l'état gazeux. A une température plus basse, on aurait du sulfate de soude; à une température plus haute, on aurait du sel marin; car le premier est moins soluble que l'autre au dessous de 14°,7, et au dessus, c'est l'inverse qui a lieu.

De même, si l'on met de la potasse dans du chlorure de sodium, ou de la soude dans du chlorure de potassium, l'évaporation faite à 26° pourra donner l'un ou l'autre de ces chlorures, car ils sont également solubles à ce degré du thermomètre, et les forces agissantes se trouveront réduites à la tendance que la soude ou la potasse ont à s'unir à l'eau, tendance que l'on n'a pas mesurée avec précision. Au dessus de 26°, on obtiendra du sel marin; au dessous,

du chlorure de potassium. C'est au moins ce que les rapports de solubilité indiquent dans ce cas.

915. Il résulte de tout ceci que dans une dissolution quelconque où se trouvent plusieurs acides et plusieurs bases, on ne peut aucunement dire sous quelle forme de combinaison ces corps s'y sont réellement disposés. Quand un composé s'en sépare soit par refroidissement, soit par évaporation, cette circonstance ne démontre nullement qu'il fut formé d'avance; tout porte à croire, au contraire, qu'il s'est fait au moment même de son apparition. Par conséquent, lorsque les chimistes, dans l'analyse d'une eau minérale, désignent les divers sels qui en font partie, ils font pour beaucoup d'entre eux des suppositions qui facilitent l'exposition des faits, mais qu'il ne faudrait pas considérer comme des vérités démontrées.

916. Jusqu'ici nous avons raisonné, en supposant que les sels ne réagissent pas les uns sur les autres, et qu'ils ne changent pas leur solubilité respective; mais il n'en est pas ainsi : le sulfate de chaux, par exemple, est insoluble dans les dissolutions concentrées de sel marin, et il se dissout en plus grande quantité dans les dissolutions faibles que dans l'eau elle-même. Les sels peuvent tous offrir plus ou moins des variations analogues, et par là, les phénomènes qui nous occupent se trouvent compliqués au point que l'on ne saurait espérer d'en découvrir les lois, sans avoir recours à des expériences directes, quand bien même tous les élémens relatifs à la solubilité des sels dans l'eau pure seraient connus.

917. Les principales réactions des sels sont donc placées sous l'influence de forces dont il est facile d'apprécier la nature, et dont il est aisé de concevoir l'application en ce qui touche leurs résultats généraux. Aussi, quand on fait varier la nature du dissolvant, les mêmes idées trouvent-elles leur application.

L'alcool à divers degrés offre un dissolvant plus faible

pour les sels que l'eau. Mais, tandis que certains sels sont tout-à-fait insolubles dans l'alcool, d'autres peuvent, au contraire, s'y dissoudre en assez forte proportion, quand il n'est pas trop concentré. Versé dans un mélange de nitrate de chaux et de chlorure de potassium, l'alcool détermine une précipitation subite de nitrate de potasse et retient du chlorure de calcium. L'alcool intervient ici, comme le fait un changement de température dans les phénomènes précédens. C'est toujours en raison de sa cohésion, relativement au dissolvant actuel, que l'un des corps possibles se trouve séparé de la dissolution.

918. On voit par tout ce qui précède que si les idées générales sont simples, leur application exige des notions précises si variées qu'il n'est pas surprenant que les recherches fort nombreuses, dont les sels ont été l'objet, soient pourtant encore insuffisantes pour permettre de descendre de ces idées générales aux applications particulières.

919. *État naturel.* Il se trouve dans la nature un grand nombre de sels. Le plus abondant est le carbonate de chaux, qui entre dans la composition de tous les terrains fertiles, qui constitue les marbres, la craie, la pierre à bâtir, etc. Les silicates naturels sont aussi très-répandus et constituent la majeure partie de l'écorce du globe. Les autres sels se trouvent en masses moins importantes. Nous en parlerons, en faisant l'histoire du genre ou celle des espèces.

920. *Préparation.* Les sels, lorsqu'ils ne se trouvent point dans la nature, ou même, lorsqu'on les y rencontre, mais mêlés à d'autre matières dont il est difficile de les séparer, se préparent par un des procédés suivans :

1° Tous les sels peuvent être préparés en traitant directement les bases par les acides.

2° On peut également les obtenir en traitant leur carbonate par un acide, le gaz acide carbonique se dégage ordinairement avec effervescence.

3° Si le sel qu'on veut obtenir est insoluble, on pourra

se le procurer par la voie des doubles décompositions; ce qui se fait, en mêlant deux dissolutions salines qui, par leur réaction, puissent donner lieu au sel insoluble qu'on veut obtenir. Ainsi, si l'on voulait avoir du carbonate de baryte, on verserait du carbonate de potasse ou de soude dans un sel de baryte soluble; il se formerait un sel de potasse ou de soude, et du carbonate de baryte se déposerait.

4° Enfin, on peut obtenir beaucoup de sels, en traitant les métaux par les acides. Quelques-uns se dissolvent à froid, et d'autres ne se dissolvent qu'à chaud. C'est par ce procédé qu'on obtient presque tous les nitrates et les sulfates. Dans certains cas, l'eau est décomposée, son oxigène se porte sur le métal, l'hydrogène se dégage, et l'oxide formé s'unit à l'acide; dans d'autres cas, l'acide lui-même est décomposé en partie pour oxider le métal, et cet oxide s'unit à l'acide non décomposé.

921. *Usages.* Un grand nombre de sels sont employés dans les arts : nous les mentionnerons à mesure que nous en ferons l'histoire.

CHAPITRE XVI.

Hydrates.

922. C'est ici le lieu de dire quelques mots des combinaisons que l'eau peut former avec les oxides métalliques. Proust, qui a attiré sur elles l'attention des chimistes, les a désignées sous le nom d'*hydrates* qui exprime bien leur nature. Aujourd'hui, l'on considère ces corps comme de véritables sels dans lesquels l'eau fait fonction d'acide.

Presque tous les oxides métalliques peuvent s'unir à l'eau. Les peroxides de potassium et de sodium que l'eau décompose, et les oxides salins font exception. Parmi ces

derniers, il s'en trouve même quelques-uns qui peuvent vraisemblablement se combiner avec ce liquide.

923. L'union de l'eau avec les oxides métalliques présente tous les caractères des combinaisons chimiques; en effet, elle s'opére souvent avec chaleur, et quelquefois même avec lumière; elle se fait en proportions définies, et souvent en plusieurs proportions; enfin, les composés produits résistent dans plusieurs cas aux actions décomposantes les plus énergiques. Ainsi, le protoxide de barium, mis en contact avec l'eau, absorbe ce liquide avec tant de force, qu'il devient incandescent. Dissous à chaud dans l'eau, il s'en sépare par refroidissement sous la forme de cristaux qui sont composés d'eau et de baryte. Ces cristaux perdent au feu une partie de leur eau, mais une chaleur rouge intense ne peut l'enlever en entier. Le résidu est un autre hydrate aussi bien défini que le premier.

924. Les hydrates sont tous solides; ceux qui sont formés par des oxides blancs, sont blancs eux-mêmes; ceux qui proviennent d'oxides colorés, sont aussi blancs quelquefois, mais ordinairement ils sont colorés. Leur couleur est presque toujours fort différente de celle de l'oxide qui les produit.

925. Les hydrates sont tous décomposables par le feu, excepté ceux de potasse et de soude. L'hydrate de baryte même résiste à une température très-élevée; celui de strontiane se décompose plus aisément, mais il exige encore un bon coup de feu. Les hydrates des trois dernières sections se décomposent, au contraire, à une température très-basse; ainsi, l'hydrate de bioxide de cuivre qui est bleu, se défait et passe au noir, quand on le chauffe, même dans l'eau à 50° ou 60° c. Les hydrates terreux sont aussi très-faciles à décomposer et ne peuvent être obtenus purs qu'avec peine. Leur eau se dégage quand on essaie de les sécher; cependant, quelques-uns de ces hydrates existent dans la nature.

Trois hydrates, ceux de protoxide de fer, de protoxide de manganèse et de protoxide d'étain sont susceptibles d'une décomposition particulière. Quand on les chauffe, ils décomposent l'eau et s'emparent de son oxigène. Les deux premiers passent à l'état d'oxides salins. Le troisième se transforme en acide stannique. L'hydrogène se dégage.

926. Sous l'influence de la pile, les hydrates se comportent comme les oxides.

927. Les corps, capables de décomposer l'eau, agissent toujours sur les hydrates, même sur ceux que la chaleur n'altère pas. Ainsi, l'hydrate de potasse et celui de soude donnent avec le fer du gaz hydrogène et du potassium, à la chaleur blanche. Avec le charbon, ils produisent du gaz oxide de carbone, de l'hydrogène carboné et du potassium.

928. Les acides décomposent toujours les hydrates, quand ceux-ci sont produits par des oxides basiques ou indifférens. Il se forme des sels, et l'eau est mise en liberté. De même, les bases détruisent les hydrates produits par des oxides acides. Il se forme encore des sels, et l'eau devient libre.

929. Les hydrates de la première section se préparent directement, excepté ceux de potasse et de soude. Les autres s'obtiennent presque toujours, en traitant les sels formés par leurs oxides, au moyen d'un excès de potasse, de soude ou d'ammoniaque. Ces hydrates se déposent en flocons que l'on doit laver à froid, et que l'on sèche à l'air libre ou à la température de l'eau bouillante, quand ils peuvent la supporter.

Les acides métalliques hydratés peuvent s'obtenir quand ils sont insolubles, en décomposant un de leurs sels par des acides plus puissans.

En général, les hydrates les plus stables et les plus faciles à préparer sont ceux qui résultent de l'union d'un atome d'oxide avec deux atomes d'eau.

CHAPITRE XVII.

Caractères génériques des sels formés par les acides minéraux non métalliques.

930. L'HISTOIRE générique des sels est l'une des plus faciles de la chimie, en ce que tous les caractères de ces corps sont tellement liés aux réactions de l'acide et de la base qui les forment que les unes étant connues, il est facile d'arriver à prévoir les autres avec certitude, dans la plupart des cas. On se contentera d'exprimer, en conséquence, ces caractères d'une manière sommaire, persuadé que les résultats étant donnés, il suffira d'un peu de réflexion, pour en établir la théorie. Toutefois, pour quelques acides qui offrent des anomalies ou des caractères incertains, on entrera dans de plus grands détails.

Les genres que nous avons à examiner se partagent d'après les lois de leur composition, en sept groupes naturels, savoir :

	Genres	L'oxigène de la base est à celui de l'acide, comme
1°	Perchlorates	1 : 7
2°	Chlorates, Bromates, Iodates, Nitrates, Hyposulfates	1 : 5
3°	Sulfates, Séléniates, Chlorites, Iodites, Hyponitrites, Borates, Silicates	1 : 3
4°	Phosphates, Arseniates	1 : 2,5
5°	Sulfites, Sélénites, Carbonates	1 : 2
6°	Phosphites, Arsénites	1 : 1,5
7°	Hyposulfites, Hypophosphites	Composition mal connue.

Nous allons les examiner successivement sous le rapport de leur composition, de leurs propriétés physiques ou chimiques, de leur état naturel et de leur préparation. Mais quoique l'ordre sous lequel nous venons de les présenter soit le plus convenable, nous ne le suivrons pas, afin de rendre les recherches plus faciles. Remarquons pourtant, que les sels vraiment comparables sont bien ceux que nous avons compris dans le même groupe.

Chlorates.

931. *Composition.* Les chlorates neutres sont composés de telle manière, que la quantité d'oxigène de l'oxide est à l'oxigène de l'acide comme 1 à 5.

Si nous représentons leur composition en atomes, nous aurons :

$$\text{Base} = \begin{cases} \text{1 at. métal} \\ \text{1 at. oxigène.} \end{cases}$$

$$\text{Acide} = \begin{cases} \text{2 at. chlore} \\ \text{5 at. oxigène.} \end{cases}$$

932. *Propriétés.* Tous les chlorates sont décomposés par le feu, même au-dessous de la chaleur rouge : ceux de la seconde section sont transformés en oxigène, en chlore et en oxide ; et ceux des autres sections en oxigène et en chlorure.

On peut prévoir que les chlorates doivent brûler, à une température élevée, tous les corps combustibles capables de s'unir à l'oxigène à l'aide de la chaleur, puisqu'ils sont facilement décomposés par le feu, et que tous laissent dégager de l'oxigène. Il n'y a en effet que l'iode, le brôme, le chlore, l'azote et les métaux de la dernière section qui ne soient pas oxidés ou acidifiés par les chlorates, et on sait qu'on ne peut pas combiner directement à l'oxigène

ces différens corps, à quelque température qu'on les expose à son action. Plusieurs de ces combustions se font avec dégagement de lumière.

Il n'est même pas toujours nécessaire d'exposer à l'action du feu les mélanges de chlorates et de corps combustibles; il en est plusieurs qui détonnent par un choc subit: tels sont ceux qu'on obtient avec le chlorate de potasse et le soufre, le sulfure d'antimoine, le phosphore, le charbon, les matières végétales ou animales; aussi les désigne-t-on sous le nom de *poudres fulminantes*. Les produits qui en résultent sont faciles à prévoir.

Tous les chlorates sont solubles dans l'eau, excepté le chlorate de protoxide de mercure. Leur dissolution n'est point troublée par le nitrate d'argent.

Les acides forts décomposent les chlorates, mais les phénomènes de la décomposition seront différens, suivant qu'on chauffera promptement ou doucement. Si l'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de chlorate, et qu'on la porte promptement à l'ébullition, il en résultera un sulfate, un perchlorate, du gaz oxigène et du chlore; de sorte que la portion d'acide chlorique mise en liberté sera décomposée complétement; ce qui arrive à cause de l'élévation de température. Mais, si on expose le mélange à une douce chaleur, il s'en dégagera beaucoup de gaz oxide de chlore, et à peine du chlore et de l'oxigène.

933. *Préparation*. Jusqu'à présent, on n'a trouvé aucun chlorate dans la nature. Pour les obtenir, on fait passer à travers leurs bases, dissoutes ou délayées dans l'eau, un grand excès de chlore, ou bien on combine directement l'acide chlorique aux bases.

Perchlorates.

934. *Composition*. L'oxigène de l'oxide, dans les perchlorates, est à celui de l'acide comme 1 à 7.

Leur composition en atomes est donc :

Base = { 1 at. métal, 1 at. oxigène.

Acide = { 2 at. chlore, 7 at. oxigène.

935. *Propriétés.* Le perchlorate de potasse est le seul qui ait été soumis à quelques épreuves. On sait, qu'exposé à l'action du feu, dans une cornue, il se décompose à environ 200°; il se transforme en oxigène et en chlorure de potassium.

Il ne produit qu'une faible détonation avec la plupart des corps combustibles. En général, l'acide perchlorique forme des sels plus stables que l'acide chlorique. Le perchlorate de potasse est très-peu soluble dans l'eau froide, mais très-soluble dans l'eau bouillante. Traité par l'acide sulfurique faible, il laisse dégager son acide à la température d'environ 140°.

Chlorites ou chlorures d'oxide.

936. Ces sels se produisent, comme on l'a exposé (786), quand on fait passer du chlore froid sur des oxides hydratés. La composition des chlorites est telle, que la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 à 3; par conséquent, on auroit en atomes :

1 at. oxide = { 1 at. métal, 1 at. oxigène.

1 at. acide = { 2 at. chlore, 3 at. oxigène.

Les chlorites n'ayant pas encore été isolés, ils sont toujours accompagnés de chlorures en quantité telle que pour chaque atome de chlorite, il y en a au moins trois de chlorure métallique. Cette condition complique un peu leur histoire et sert à expliquer quelques-unes de leurs proprietés.

937. *Propriétés.* Les chlorites neutres ne sont bien connus qu'à l'état de dissolution aqueuse. Cependant, on peut obtenir le chlorite de soude à l'état solide, si on évapore la

solution à l'abri du contact de l'air, à l'aide d'une ébullition rapide. Mais ces chlorites secs n'ont pas été étudiés, tandis que leurs dissolutions ont été soumises à des expériences propres à dévoiler leur nature intime. Les chlorites paroissent tous solubles et leurs dissolutions ont toutes une saveur particulière analogue à celle des dissolutions métalliques. Leur odeur est analogue à celle d'une faible dissolution de chlore.

Soumis à l'action de la chaleur, les chlorites ne tardent pas à se décomposer. Si la chaleur est appliquée lentement, il se dégage d'abord une quantité de chlore sensible, mais insignifiante dans les résultats. Bientôt, la production de gaz s'accélère et l'on obtient de l'oxigène mélangé d'un peu de chlore. Enfin, quand la liqueur est arrivée à l'ébullition, le dégagement d'oxigène devient rapide et se continue ainsi pendant quelque temps. Mais, vers la fin, la réaction s'affaiblit et quoiqu'il puisse encore se dégager du gaz oxigène, il faut beaucoup de temps et une ébullition bien soutenue pour l'extraire tout entier.

L'oxigène dégagé de cette manière, ne représente pas complétement celui que renfermoit le chlorite soumis à l'ébullition; quand on fait l'analyse du résidu, on trouve que celui-ci renferme du chlorate, en quantité proportionnelle à l'oxigène qui a disparu.

Voici l'expression atomique de la réaction, d'après M. Morin.

Atomes employés.

9 at. chlorite = { 9 at. oxide = { 9 at. métal ; 9 at. oxigène } ; 9 at. acide = { 18 at. chlore ; 27 at. oxigène } }

Atomes produits.

24 at. oxigène

7 at. chlorure = { 7 at. métal ; 14 at. chlore }

2 at. chlorate = { 2 at. oxide = { 2 at. métal ; 2 at. oxigène } ; 2 at. acide = { 4 at. chlore ; 10 at. oxigène } }

Pour avoir une idée complète de ces résultats, il faut ajouter que les 9 atomes de chlorite employés étoient primitivement mélangés de 27 atomes de chlorure métallique, qui se retrouvent dans le résidu et s'ajoutent aux 7 atomes de chlorure nouvellement formés. Le résidu se trouve donc ainsi composé, de 34 atomes de chlorure pour 2 atomes de chlorate, ou bien, de 17 pour 1.

Voilà du moins ce qui arrive avec les chlorites de chaux et de potasse et vraisemblablement avec les autres chlorites alcalins.

938. Il n'est même pas toujours nécessaire d'élever la température, pour déterminer la décomposition ; elle peut quelquefois s'opérer à la température ordinaire, tant les chlorites sont des sels peu stables. Avec le chlorite d'argent par exemple, il se manifeste une réaction très-prompte, même à froid ; le chlorite se détruit, il ne se dégage aucun gaz, mais il se précipite beaucoup de chlorure d'argent et il reste en dissolution du chlorate d'argent. L'expression atomique de cette réaction peut être tirée des expériences de M. Berzélius.

Atomes employés.			*Atomes produits.*		
3 at. chlorite =	3 at. oxide =	3 at. argent 3 at. oxigène	1 at. chlorure =		1 at. argent 2 at. chlore
	3 at. acide =	6 at. chlore 9 at. oxigène	2 at. chlorate =	2 at. oxide =	2 at. argent 2 at. oxigène
				2 at. acide =	4 at. chlore 10 at. oxigène

Cette réaction pourroit servir de base à une troisième hypothèse sur la nature des chlorites, qui ont été longtemps considérés comme des chlorures d'oxide. Rien n'empêche en effet de les regarder comme des composés de 2 atomes de chlorate pour 1 atome de chlorure. La plu-

part des phénomènes qu'ils présentent se prêteroient à cette supposition.

939. Les acides sulfurique, nitrique et phosphorique doivent mettre en liberté l'acide chloreux, quand on les verse sur des chlorites purs. Mais comme cet acide est peu stable, il doit se décomposer promptement. Les acides sulfureux, phosphoreux, etc., ramènent les chlorites à l'état de chlorures, en passant à l'état d'acide sulfurique et phosphorique. L'action des acides hydrosulfurique, hydriodique, hydrobrômique, etc., peut être également prévue; il en résultera de l'eau, un chlorure et du soufre, du brôme ou de l'iode. Avec l'acide hydrochlorique on obtiendra de l'eau et du chlore.

Les oxides métalliques exercent sur les chlorites une action fort singulière observée par M. Berzélius. Cette action appartient surtout aux oxides qui chassent l'oxigène du peroxide d'hydrogène. L'oxide d'argent, par exemple, mis en contact avec les chlorites, les décompose subitement, les transforme en chlorures et met leur oxigène en liberté.

940. Les chlorites neutres paroissent sans action sur les couleurs végétales. Mais, pour peu qu'ils soient acides, ils les détruisent rapidement. Dans cette circonstance, l'acide chloreux doit agir à la fois par son oxigène et par son chlore, ce dernier s'emparant de l'hydrogène de l'eau et mettant l'oxigène en liberté. La substance végétale paroît donc être soumise à l'action du gaz oxigène naissant, qui s'empare à la fois d'une partie de son carbone et de son hydrogène et change ainsi complétement sa nature.

Si le chlorite, au lieu d'être pur, se trouve mélangé de chlorure, les phénomènes peuvent recevoir une autre interprétation. En effet, quand on verse un acide sur un tel mélange, l'acide chloreux mis en liberté cède son oxigène au métal du chlorure; delà, une nouvelle quantité d'oxide. Le chlore de l'acide chloreux, ainsi que celui du chlorure,

se trouve donc mis en liberté. D'où l'on voit, qu'un mélange de chlorite et de chlorure agit précisément comme un composé de chlore et d'oxide.

941. L'acide carbonique lui-même, paraît capable de décomposer les chlorites. Du moins, décompose-t-il les chlorites mêlés de chlorure et en dégage-t-il du chlore. C'est même à cette influence que l'on attribue les phénomènes du blanchîment en grand par le chlorite de chaux. On sait, en effet, que la dissolution, connue sous le nom de *chlorure de chaux*, mélange de chlorite de chaux et de chlorure de calcium, n'est pas capable d'altérer les couleurs végétales les plus fugaces, à l'abri du contact de l'air. Avec ce contact, ou plutôt à la faveur de l'acide carbonique de l'air, elle détruit, au contraire les couleurs les plus stables avec une grande rapidité. On conçoit facilement l'action de l'acide carbonique sur les chlorites mêlés de chlorures en se rappelant l'action si prompte de l'acide chloreux lui-même sur les chlorures. Il est évident, en effet, que dès l'instant où l'acide chloreux tend à devenir libre, le métal du chlorure s'empare de son oxigène, le chlore est mis à nu, se dégage, et la base du chlorate reste à l'état de bi-carbonate. Si l'on admet que le mélange se trouve en présence d'une matière organique, l'action en devient plus rapide, car le chlore, au lieu de se dégager, passe à l'état d'acide hydrochlorique et celui-ci réagit sur le chlorite restant. De là, une nouvelle dose de chlore qui, passant à son tour à l'état d'acide, décompose une quantité de chlorite égale à la première et ainsi de suite. C'est là ce qui se passe, lorsqu'on se sert des chlorites impurs pour le blanchîment ou la désinfection.

Quand on veut conserver les chlorites mêlés de chlorures, il est donc nécessaire de les mettre à l'abri du contact de l'air et de la poussière; sans cette précaution, ils se transformeroient en chlorures métalliques, par suite de l'influence du gaz acide carbonique, contenu dans

l'air et des matières organiques qui s'y trouvent en suspension à l'état de poussière.

942. *État naturel, préparation.* Les chlorites ne se rencontrent pas dans la nature. On les obtient, en traitant les bases hydratées ou dissoutes au moyen du chlore. La préparation des chlorites de chaux, de soude et de potasse fera l'objet d'un chapitre particulier.

Bromates.

943. *Composition.* Dans les bromates neutres, la quantité d'oxigène de la base est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 est à 5, ce qui donne en atomes :

$$1 \text{ at. base} = \begin{cases} 1 \text{ at. métal} \\ 1 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

$$1 \text{ at. acide} = \begin{cases} 2 \text{ at. brôme} \\ 5 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

944. *Propriétés.* Les bromates soumis à l'action de la chaleur se transforment en bromures, en laissant dégager leur oxigène. A tous les égards, leur histoire est la même que celle des chlorates.

Les bromates d'argent et de protoxide de mercure sont insolubles.

Iodates.

945. *Composition.* Dans les iodates, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 à 5.

Leur composition en atomes est donc :

$$\text{Base} = \begin{cases} 1 \text{ at. métal} \\ 1 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

$$\text{Acide} = \begin{cases} 2 \text{ at. iode} \\ 5 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

946. *Propriétés.* De même que les chlorates, les iodates sont tous décomposés par le feu à une chaleur d'un rouge obscur : ils laissent presque tous dégager de l'oxigène et de l'iode, l'acide étant détruit et l'oxide devenant libre.

Les iodates de potasse, de soude, de lithine, de chaux, et quelques autres se transforment en iodures, et laissent dégager de l'oxigène seulement. Puisqu'ils sont décomposés par le feu, on peut prévoir qu'ils le sont par les corps combustibles avides d'oxigène.

Les iodates de potasse et de soude exigent une assez grande quantité d'eau pour se dissoudre; les autres sont insolubles.

Les acides sulfurique, nitrique et phosphorique, à la température ordinaire, enlèvent à quelques-uns une partie de leur base; mais les acides sulfureux et hydro-sulfurique les décomposent tout à coup, s'emparent de l'oxigène et mettent l'iode en liberté. L'action de l'acide hydrochlorique donne lieu à des phénomènes différens : il y a formation d'eau, dégagement de chlore; on a en outre du sous-chlorure d'iode et un hydrochlorate.

947. *Etat naturel, préparation.* Les iodates ne se trouvent pas dans la nature. On les prépare en mettant en contact l'iode avec les bases dissoutes, ou en combinant directement l'acide iodique avec les bases, ou bien encore par la voie des doubles décompositions.

Iodites.

648. *Composition.* Par analogie, on peut admettre que les iodites sont formés de

1 at. base = { 1 at. métal / 1 at. oxigène.

1 at. acide = { 2 at. iode / 3 at. oxigène.

l'acide iodeux étant considéré comme analogue à l'acide chloreux, tant pour la composition que pour la capacité de saturation. Mais comme ni l'acide iodeux, ni les iodites n'ont été analysés, il pourrait en être autrement.

949. *Propriétés.* Les iodites paraissent encore moins stables que les chlorites. L'influence la plus faible, en quelque sorte, suffit pour les transformer en iodures et en iodates,

sans qu'il se dégage d'oxigène. L'iodite de soude, le seul qui ait été étudié, subit cette décomposition dès qu'on le met en contact avec l'eau tiède ou avec l'alcool.

L'acide sulfurique, l'acide nitrique décomposent les iodites en mettant leur iode à nu. L'acide hydrochlorique en excès les décompose aussi, mais l'oxigène de l'acide iodeux s'empare de l'hydrogène de l'acide hydrochlorique; de là du chlore, et par suite du sous-chlorure d'iode qui reste en dissolution, si la quantité d'eau est convenable.

Les bases se comportent avec l'iodite de soude d'une manière analogue à celle des acides. Ainsi la barite ou les sels de barite versés dans une dissolution de ce sel en précipitent tout à coup de l'iodate de barite. Les iodites peuvent donc être considérés comme des composés d'iodures et d'iodates.

950. *Préparation.* Elle sera décrite à l'occasion de l'iodite de soude.

Sulfates.

951. *Composition.* Dans les sulfates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 à 3, ou bien en atomes,

Base = { 1 at. métal
1 at. oxigène.

Acide = { 1 at. soufre
3 at. oxigène.

On connaît en outre, des bisulfates, des sulfates sesquibasiques, tribasiques, sexbasiques et même des sulfates dans lesquels la quantité de base est douze fois plus grande que dans les sulfates neutres.

952. *Propriétés.* Le sulfate de magnésie et ceux de la première section sont indécomposables par la chaleur. Les autres sulfates sont détruits à une température plus ou moins élevée; l'acide sulfurique est transformé en deux volumes d'acide sulfureux, et un volume d'oxigène. Tous laissent en même temps dégager de l'acide sulfurique anhydre,

qui sans doute est entraîné par les gaz oxigène et sulfureux, et dont la quantité est d'autant plus grande que le sulfate a été décomposé à une température plus basse.

953. Le carbone décompose tous les sulfates à une température élevée. Avec les sulfates de la première section, on obtient du gaz oxide de carbone et un sulfure métallique, au degré de la chaleur blanche; ou bien un composé de polysulfure et d'oxide, à un degré de chaleur un peu inférieur. Avec ceux de la seconde, l'oxide est mis à nu et il se dégage du soufre, de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique. Avec les autres, on obtient un sulfure métallique, quand le métal peut se combiner avec le soufre, et le plus souvent un peu de carbure de soufre, le métal restant alors à l'état de sous-sulfure.

Il semble que l'action de l'hydrogène sur les sulfates doit être la même que celle du carbone, et qu'elle ne doit en différer qu'en ce que, au lieu d'acide carbonique ou d'oxide de carbone et de sulfure de carbone, on obtient de l'eau et de l'hydrogène sulfuré. Toutefois, M. Arfvedson, en soumettant les sulfates à l'action d'un courant d'hydrogène, a obtenu des effets variables et compliqués dont il sera question pour chaque sulfate en particulier.

Le bore et le phosphore décomposent sans doute tous les sulfates ; il doit se former de l'acide borique ou phosphorique, et par suite des phosphates ou des borates dans certains cas. Le soufre n'a point d'action sur les sulfates indécomposables par la chaleur; mais il est évident qu'il peut agir sur les autres; son action doit être la même que celle du soufre sur les bases libres de ces différens sulfates. Il en est de même du chlore et de l'iode. L'azote n'altère aucun sulfate.

954. Le potassium et le sodium décomposent tous les sulfates au degré de la chaleur rouge cerise, et donnent lieu à des produits qu'on peut prévoir, c'est-à-dire à du sulfure de potassium, de la potasse, et si la circonstance

le permet, à un alliage de potassium et du métal du sulfate. Les sulfates, à la température rouge, sont aussi décomposés par les métaux de la troisième section, et par plusieurs de ceux de la quatrième. Dans ces diverses décompositions, les métaux passeront en partie à l'état d'oxide, et en partie à l'état de sulfure; les autres produits varieront en raison du métal et du sulfate.

955. Tous les sulfates sont insolubles dans l'alcool. Plusieurs sont solubles dans l'eau, quelques-uns le sont peu, d'autres ne le sont point.

Les sulfates insolubles sont ceux de baryte, d'étain, d'antimoine, de bismuth, de plomb, de mercure. Les sulfates très-peu solubles sont ceux de strontiane, de chaux, de zircone, d'yttria, de deutoxide de cérium, d'argent. D'où l'on voit que, sous l'influence de l'eau, la baryte est la base qui a le plus de tendance à se combiner à l'acide sulfurique; viennent ensuite la strontiane, la potasse, la soude, la lithine, la chaux, l'ammoniaque, la magnésie, etc.

956. Les sulfates à la température ordinaire ne sont point décomposés par les autres acides, excepté par quelques hydracides, tels que l'acide hydrosulfurique, l'acide hydrosélénique, qui agissent sur leurs bases. A une température élevée, les acides phosphorique et borique peuvent seuls décomposer les sulfates, en déplaçant leur acide.

La silice chasse aussi l'acide sulfurique de ses combinaisons; mais alors l'acide se décompose, tandis que la silice se combine avec la base du sulfate.

L'acide sulfurique augmente peu la solubilité des sulfates insolubles; néanmoins, le sulfate de baryte est soluble dans l'acide sulfurique concentré.

957. *État naturel.* Il existe vingt-deux sulfates dans la nature, savoir : les sulfates d'alumine, de magnésie, de chaux avec et sans eau, de strontiane, de baryte, de potasse, de soude, d'ammoniaque, de zinc, de fer plus ou

moins oxidé, de cobalt, de cuivre, de nickel, de plomb; les sulfates doubles d'alumine et de potasse, neutres ou avec excès d'alumine; ceux d'alumine et d'ammoniaque, de chaux et de soude, de soude et de magnésie, d'alumine et de fer. Les plus abondans sont ceux de chaux, de baryte, d'alumine et de potasse.

958. *Préparation.* On extrait du sein de la terre, ou des eaux minérales, les sulfates de magnésie, de chaux, de baryte, de strontiane, l'alun et quelquefois les sulfates de potasse et de soude.

On peut obtenir, par double décomposition, les sulfates de baryte, de strontiane, de chaux, de plomb, de protoxide de mercure, d'argent.

On se procure par les métaux et l'acide étendu d'eau, les sulfates de zinc et de fer; par les métaux et l'acide concentré ceux d'étain, d'antimoine, de bismuth, de deutoxide de mercure.

Les sulfates de zinc, de fer et de deutoxide de cuivre se préparent en grillant leurs sulfures et en les exposant à l'air humide à la température ordinaire; enfin, tous les autres sulfates en traitant convenablement les oxides et les carbonates par l'acide sulfurique.

Sulfites.

959. *Composition.* La quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, comme 1 à 2, ou bien en atomes,

Base = { 1 at. métal
1 at. oxigène.

Acide = { 1 at. soufre
2 at. oxigène.

On connaît en outre des bi-sulfites.

960. *Propriétés.* Les sulfites de la première section et celui de magnésie se changent, par l'action du feu, en sul-

fates basiques, et il se dégage du soufre. Les autres sulfites laissent dégager leur acide, l'oxide devient libre, et il se comporte par la chaleur comme s'il était seul.

Par le contact de l'air, les sulfites solubles absorbent de l'oxigène et passent peu à peu à l'état de sulfates; ceux qui sont insolubles y passent très-lentement, et souvent même l'action se borne aux parties extérieures.

Trois sulfites sont solubles : ce sont ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque; les autres sont insolubles à l'état neutre; mais ils le deviennent par un excès d'acide.

Les acides sulfurique, hydrochlorique, phosphorique, arsénique à l'état liquide, décomposent les sulfites à la température ordinaire. Les acides nitreux et nitrique sont décomposés par les sulfites; il en résulte du deutoxide d'azote, et le sulfite passe à l'état de sulfate. Le chlore liquide, versé dans une dissolution de sulfite, décompose une portion de la base, et de là résulte un sulfate, un chlorure et un dégagement de gaz acide sulfureux.

961. *Préparation.* On ne trouve aucun sulfite dans la nature; ceux qui pourraient se former aux environs des volcans seraient amenés, peu à peu, par le contact de l'air à l'état de sulfates.

C'est en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans les dissolutions de potasse, de soude et d'ammoniaque, ou dans les dissolutions des carbonates de ces bases qu'on se procure les sulfites solubles. On obtient les autres par double décomposition, ou bien en délayant la base dans l'eau et la soumettant alors à l'action d'un courant d'acide sulfureux.

Hyposulfates.

962. *Composition.* Dans les hyposulfates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 est à 5, ce qui fait en atomes :

Base = { 1 at. métal
1 at. oxigène.

Acide = { 2 at. soufre
5 at. oxigène.

963. *Propriétés.* Ils sont facilement décomposés par la chaleur, et ils se transforment en sulfates neutres et en gaz sulfureux. L'oxigène et l'air paraissent sans action sur eux.

Tous les hyposulfates neutres sont solubles dans l'eau. Tous ou presque tous sont insolubles dans l'alcool.

L'acide sulfurique étendu d'eau, versé sur un hyposulfate, met l'acide hyposulfurique en liberté, sans lui faire éprouver d'altération; mais lorsque l'acide sulfurique est concentré, ou lorsqu'étant faible on chauffe la liqueur, l'acide hyposulfurique est décomposé, comme lorsqu'on expose les hyposulfates à l'action du feu; il s'en dégage tout de suite beaucoup de gaz sulfureux.

964. *Préparation.* Aucun hyposulfate ne se trouve dans la nature. On les prépare tous au moyen de l'hyposulfate de manganèse, ou de l'hyposulfate de baryte, par voie de double décomposition, ou bien en combinant directement l'acide hyposulfurique aux bases.

Hyposulfites.

965. Les hyposulfites peuvent être considérés de deux manières; ou bien, comme des sels produits par un acide contenant moins d'oxigène que l'acide sulfureux, c'est l'opinion la plus commune; ou bien, comme des sels résultant de l'union d'un sulfure métallique avec l'acide sulfurique ou l'acide sulfureux, c'est l'opinion de M. Gay-Lussac; c'est aussi celle que nous adopterons.

966. *Composition.* Elle réclame un nouvel examen, car on a confondu évidemment sous le nom d'hyposulfites des sels de nature très-diverse. En effet, on peut se procurer ces corps par des procédés très-différens, dont nous allons essayer de calculer les résultats.

1°. Par les sulfites solubles et le soufre. Il se dissout alors autant de soufre qu'il y en a déjà dans le sulfite lui-même. On a donc ainsi :

1 at. sulfite = { 1 at. base = { 1 at. métal, 1 at. oxigène } ; 1 at. acide = { 1 at. soufre, 2 at. oxigène } }

1 at. soufre — 1 at. soufre.

Ce résultat est susceptible de deux interprétations, savoir :

Hyposulfite.	*Sulfate de sulfure.*
1 at. base = { 1 at. métal, 1 at. oxigène }	1 at. sulfure = { 1 at. métal, 1 at. soufre }
1 at. acide = { 2 at. soufre, 2 at. oxigène }	1 at. acide = { 1 at. soufre, 3 at. oxigène }

2°. Par les sulfures et l'acide sulfureux. Le gaz absorbé parait contenir alors autant de soufre que le sulfure lui-même. On a donc :

1 at. sulfure { 1 at. métal, 1 at. soufre }

1 at. acide = { 1 at. soufre, 2 at. oxigène }

Ce qui supporte encore deux interprétations, savoir :

Hyposulfite.	*Sulfite de sulfure.*
1 at. base = { 1 at. métal, 1 at. oxigène }	1 at. sulfure = { 1 at. métal, 1 at. soufre }
1 at. acide = { 2 at. soufre, 1 at. oxigène }	1 at. acide = { 1 at. soufre, 2 at. oxigène }

Mais, il est aisé de voir que dans l'hypothèse d'un hyposulfite, on aurait un acide deux fois plus chargé de soufre que le précédent.

3°. Par les métaux, l'acide sulfureux et l'eau ; le zinc, le fer et quelques autres métaux, donnent des hyposulfites dans cette circonstance. On a donc alors :

$$\left.\begin{array}{l}\text{1 at. fer}\\ \text{1 at. soufre}\\ \text{2 at. oxigène}\end{array}\right\} = \left\{\begin{array}{l}\text{1 at. base} = \left\{\begin{array}{l}\text{1 at. fer}\\ \text{1 at. oxigène}\end{array}\right.\\ \text{1/2 at. acid} = \left\{\begin{array}{l}\text{1 at. soufre}\\ \text{1 at. oxigène}\end{array}\right.\end{array}\right.$$

Il se ferait donc un sous-hyposulfite ; comme le produit obtenu est très-acide, il est plus probable qu'on a, au contraire :

Atomes employés.	*Atomes produits.*
1 at. fer	1 at. sulfure = { 1 at. fer, 1 at. soufre }
3 at. acide sulfureux = { 3 at. soufre, 6 at. oxigène }	2 at. acide sulfuriq. = { 2 at. soufre, 6 at. oxigène }

Ce qui représenterait un bi-sulfate de sulfure.

4°. Par l'action du soufre sur les bases alcalines hydratées. Il se forme alors des polysulfures et des hyposulfites. Ces derniers sont représentés par des sulfites ou des sulfates de sulfures. L'expérience seule peut faire connaître le résultat réel.

3°. Par l'action de l'air sur les sulfures solubles. Les phénomènes sont les mêmes que dans le cas précédent, le métal étant oxidé et le soufre mis à nu, c'est comme si l'oxide et le soufre eussent été mis d'abord en contact.

On est porté à considérer les hyposulfites comme des sels de sulfures par les résultats suivans qui ne s'expliquent bien que dans cette hypothèse.

Les hyposulfites des quatre dernières sections, ceux de fer, de plomb, d'argent, par exemple, étant dissous dans l'eau et soumis à l'ébullition, laissent déposer du sulfure en grande quantité et se trouvent détruits.

Le sulfure rouge de mercure décompose l'hyposulfite de soude, produit ainsi de l'hyposulfite de mercure, et la soude devient libre. Résultat vraiment inexplicable dans l'hypothèse des hyposulfites et très-facile à concevoir au contraire dans l'autre.

La confusion qui existe encore dans l'histoire des hyposulfites ne nous permet à leur égard que des généralités très-vagues.

967. *Propriétés.* L'oxigène de l'air ne les fait passer que très-difficilement à l'état de sulfates ; ils sont donc plus stables que les sulfites.

A une température plus ou moins élevée, tous les hyposulfites sont décomposés. Ceux de la première section et celui de magnésie donnent pour produit du soufre et un sulfate avec excès de base ; et tous les autres, de l'acide sulfureux et un produit analogue à celui qu'on obtient en traitant leur oxide par le soufre.

Plusieurs hyposulfites sont solubles ; toutefois, celui de baryte ne se dissout bien qu'autant qu'il est avec excès d'acide.

Les acides sulfurique, phosphorique, hydrochlorique, etc., mis en contact avec les hyposulfites, dégagent du gaz acide sulfureux, et il se dépose en même temps du soufre.

Séléniates.

968. Dans les séléniates, l'oxigène de la base est à celui de l'acide comme 1 : 3. Ce qui fait pour leur composition

1 at. base = { 1 at. métal / 1 at. oxigène.

1 at. acide { 1 at. sélénium / 3 at. oxigène.

Comme l'acide sélénique est un acide très-puissant, à peine inférieur, sous ce rapport, à l'acide sulfurique, les séléniates sont très-stables. D'ailleurs, leur analogie avec les sulfates est si grande qu'on retrouve dans les espèces à même base, les mêmes propriétés à de très-légères modifications près. Ainsi, les séléniates de baryte et de plomb sont insolubles ; ceux de potasse, de soude, de cuivre, etc., sont au contraire solubles et très-disposés à cristalliser

d'une manière régulière et avec la même forme que les sulfates correspondans.

Toutefois, il est à regretter que M. Mitscherlich n'ait pas donné des détails plus circonstanciés sur l'histoire générale des séléniates, dont il s'est borné à décrire quelques espèces sous le rapport de la forme cristalline.

La préparation des séléniates n'offre rien de particulier quand on connaît celle de l'acide sélénique lui-même.

Sélénites.

969. Dans les sélénites la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide : : 1 : 2, ce qui fait en atomes

$$1 \text{ at. base} = \begin{cases} 1 \text{ at. métal} \\ 1 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

$$1 \text{ at. acide} = \begin{cases} 1 \text{ at. sélénium} \\ 2 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

Ces sélénites ont une réaction alcaline ; on connaît des sélénites basiques qui n'ont pas été analysés.

Il existe en outre des bi-sélénites et des quadri-sélénites. Presque toutes les bases peuvent former des bi-sélénites, mais on ne connaît à l'état de quadri-sélénites que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Tous les bi-sélénites et les quadri-sélénites sont solubles. Les sélénites et les sous-sélénites sont au contraire tous insolubles, sauf ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Les sélénites sont indécomposables par la chaleur. Le charbon les décompose tous en donnant naissance à du gaz carbonique ou à du gaz oxide de carbone et à un séléniure avec les sélénites de la première et des quatre dernières sections. Dans ces réductions, il y a toujours un peu de sélénium mis à nu. Ceux de la seconde section donnent du gaz carbonique, du sélénium et l'oxide.

Les sélénites sont décomposés à l'aide de la chaleur par les acides sulfurique, phosphorique, arsénique et bori-

que. Mais l'acide sélénieux décompose à son tour les nitrates, ce qui le met au rang des acides puissans.

Les détails donnés à l'égard de l'acide sélénieux nous dispensent de rien ajouter relativement à la préparation des sélénites.

Nitrates.

970. *Composition.* Dans les nitrates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 à 5, ou bien en atomes :

$$\text{Base} = \begin{cases} \text{1 at. métal} \\ \text{1 at. oxigène.} \end{cases}$$

$$\text{Acide} = \begin{cases} \text{2 at. azote} \\ \text{5 at. oxigène.} \end{cases}$$

971. *Propriétés.* Tous les nitrates sont décomposés par une température plus ou moins élevée ; ceux qui sont formés par des bases puissantes donnent d'abord, en se décomposant, du gaz oxigène, et se transforment en hyponitrites ; à leur tour les hyponitrites donnent un composé d'oxigène et de deutoxide d'azote ; mais si l'on chauffe davantage, on obtient tout à la fois de l'oxigène, du gaz azote, un peu d'acide nitreux, et l'oxide. Voilà du moins ce qui arrive avec les nitrates de potasse et de soude. Celui de barite se comporte autrement. Il se transforme d'abord en un mélange de peroxide de barium et d'hyponitrite de barite, en laissant dégager de l'oxigène et de l'acide nitreux. En poussant le feu il ne reste que de la baryte.

Les autres laissent dégager de l'oxigène, du gaz acide nitreux, et on obtient un oxide pour résidu, si toutefois il n'est point réductible par la chaleur.

Dans certaines circonstances, l'acide nitrique s'évapore sans se décomposer ; dans les nitrates qui sont formés par des bases faibles, et qui contiennent de l'eau de cristallisation, celle-ci en s'évaporant entraîne avec elle une portion de l'acide ; le sel passe à l'état neutre ou de sous-

nitrate, qui ensuite se comporte à la manière ordinaire. C'est ce qui arrive avec les nitrates produits par les oxides indifférens.

972. Les nitrates étant décomposés par l'action de la chaleur seule, le seront à plus forte raison par tous les corps combustibles qui, à une haute température, peuvent s'unir à l'oxigène.

L'hydrogène, sans aucun doute, doit décomposer tous les nitrates à une température peu élevée. L'expérience serait même dangereuse à tenter, parce qu'on serait obligé de faire passer un courant de gaz dans un tube de porcelaine qui contiendrait le nitrate, et que par l'élévation de température, une explosion subite pourrait avoir lieu.

En faisant un mélange de nitrate de potasse et de bore, et le projetant dans un creuset incandescent, il en résulte une vive combustion, il se produit un borate de potasse, et du gaz azote se dégage.

Lorsqu'on expose subitement un mélange intime de nitrate et d'un excès de charbon à une haute température, il en résulte une vive combustion, un dégagement de gaz oxide de carbone ou de gaz carbonique et du gaz azote; l'oxide métallique est mis en liberté. Si le nitrate était en excès, les produits ne seraient plus les mêmes : il se dégagerait du gaz acide carbonique, du deutoxide d'azote ou de l'acide nitreux, et le résidu serait en totalité ou en partie à l'état d'hyponitrite. Le phosphore agit très-vivement sur les nitrates à l'aide de la chaleur; l'acide est ramené à l'état d'acide nitreux ou de deutoxide d'azote, ou d'azote, et il se forme un phosphate, à moins que l'excès de phosphore ou la chaleur ne s'y opposent.

Une combustion des plus vives est produite lorsqu'on projette dans un creuset rouge un mélange intime de soufre et de nitrate, surtout avec les nitrates de potasse et de soude; l'acide nitrique passe à l'état de deutoxide d'azote ou d'acide nitreux, et on obtient, avec les nitrates de la

première section, du gaz acide sulfureux et un oxide; avec ceux de la deuxième section et celui de magnésie, un sulfate, et avec ceux des autres sections, du gaz acide sulfureux et un sulfure.

L'iode, le chlore et l'azote sont sans action sur les nitrates; les deux premiers ne pourraient agir que sur la base du nitrate, une fois qu'il aurait été décomposé par la chaleur.

Tous les métaux qui s'oxident par le contact de l'oxigène, et à l'aide d'une température élevée, décomposent les nitrates, et s'oxident aussi à l'aide de la chaleur; l'acide nitrique passe à l'état de deutoxide d'azote ou d'azote. Quand le nitrate a pour base un oxide fortement basique, comme la potasse ou la soude, il peut même oxider les métaux de la dernière section, c'est-à-dire les métaux acidifiables, tels que l'or, le platine, etc. Dans ce cas, le nouvel oxide se combine avec la base du nitrate et joue le rôle d'acide à son égard.

Les nitrates sont tous solubles dans l'eau; cependant il en est quelques-uns qui ne s'y dissolvent qu'autant qu'ils sont avec excès d'acide.

L'ordre dans lequel les bases tendent le plus à se combiner à l'acide nitrique, est le suivant : la potasse, la soude, la lithine, la baryte, la strontiane, la chaux, l'ammoniaque, la magnésie, etc.

Les acides sulfurique, phosphorique, hydrochlorique, hydrofluorique, arsénique, à l'état liquide, décomposent tous les nitrates; le premier à froid, les autres à une température qui ne dépasse pas celle de l'eau bouillante. Tous, se substituent à l'acide nitrique, et le dégagent à l'état de vapeur, à l'exception de l'acide hydrochlorique qui s'y substitue également, mais qui en même temps donne lieu à une formation de chlore et d'acide nitreux.

L'acide borique en opère la décomposition à une température voisine du rouge cerise,

Comme tous les nitrates sont solubles, il s'ensuit que lorsqu'on versera dans une de leurs dissolutions un sel soluble dont l'acide puisse former avec la base du nitrate un sel insoluble, la décomposition sera forcée, et il y aura entre les bases échange mutuel d'acide.

973. *Etat naturel.* Quatre nitrates se trouvent dans la nature, ce sont ceux de soude, de potasse, de chaux et de magnésie.

Les nitrates de potasse, de chaux et de magnésie se rencontrent presque toujours ensemble, quelquefois en dissolution dans l'eau, mais le plus souvent en efflorescences, soit à la surface des terrains calcaires, soit sur les murailles ou les terres exposées aux émanations des animaux. Les plâtras ou débris des vieux bâtimens, le sol des écuries, des bergeries, etc., en contiennent des quantités plus ou moins grandes.

Dans l'Inde, le salpêtre est si abondant, qu'il cristallise à la surface du sol, et qu'on peut le recueillir quelquefois avec des houssoirs ou des balais.

Depuis peu, on a découvert au Pérou le nitrate de soude en petites couches dans les sables, à la surface du sol.

974. *Préparation.* A l'exception du nitrate de potasse qu'on obtient en l'extrayant des plâtras, et en décomposant les nitrates de chaux et de magnésie par le carbonate de potasse, on se procure tous les autres nitrates par un des trois procédés suivans : 1° *Par l'action de l'acide nitrique sur les métaux.* Les nitrates de zinc, de cadmium, de bismuth, de deutoxide de cuivre, de plomb, d'argent, de mercure et de peroxide de fer. 2° *Par l'action de l'acide nitrique sur les sulfures.* Les nitrates de baryte ou de strontiane. 3° *Par l'action de l'acide nitrique sur les oxides ou les carbonates.* Tous les autres nitrates.

Hyponitrites.

975. *Composition.* Dans les hyponitrites, l'oxigène de

l'oxide est à celui de l'acide comme 1 à 3. Les hyponitrites basiques contiennent tantôt deux fois, tantôt quatre fois, autant de base que les hyponitrites neutres.

On a donc en atomes dans les hyponitrites neutres

Base = { 1 at. métal
1 at. oxigène.

Acide = { 2 at. azote
3 at. oxigène.

Les hyponitrites, de même que les nitrates, sont décomposés par le feu. Les produits de la décomposition varieront, mais on les connaîtra facilement d'après ceux qui proviennent de la décomposition des nitrates.

Pour connaître de même les produits qui résultent de l'action des hyponitrites sur les corps combustibles, on n'a qu'à voir ce qui se passe entre les nitrates et ces mêmes corps combustibles; il n'y a de différence, qu'en ce que les hyponitrites contenant moins d'oxigène, donnent lieu à une combustion moins vive.

Tous les hyponitrites sont solubles dans l'eau.

Les acides sulfurique, nitrique, phosphorique, hydrochlorique, etc., décomposent tout à coup, même à la température ordinaire, tous les hyponitrites. L'acide hyponitreux est transformé en acide nitrique qui reste en dissolution dans la liqueur, et en deutoxide d'azote, qui au contact de l'air, devient acide nitreux.

Aucun hyponitrite ne se trouve dans la nature.

On se procurait les hyponitrites en calcinant jusqu'à un certain point les nitrates, mais ce procédé ne peut pas être employé pour avoir des hyponitrites purs, puisqu'on ne sait jamais à quelle époque il faut suspendre l'opération; car, si l'on calcine trop, l'hyponitrite sera avec excès de base ou mélangé du composé de deutoxide d'azote, et dans le cas contraire, l'hyponitrite sera mêlé de nitrate.

M. Berzélius prépare un sous-hyponitrite de plomb, en faisant bouillir dans un matras une dissolution de ni-

trate de plomb avec la quantité de plomb nécessaire pour faire passer ce sel à l'état de sous-nitrite. Cette quantité est de 12,4 grammes de plomb, pour 20 grammes de nitrate.

Pour obtenir ensuite l'hyponitrite neutre de plomb, il faut verser peu à peu, dans la dissolution de sous-hyponitrite, assez d'acide sulfurique pour précipiter seulement la moitié de l'oxide qu'elle contient. L'hyponitrite neutre reste dans la liqueur.

On pourrait préparer par la voie des doubles décompositions tous les autres hyponitrites au moyen du précédent. M. Berzélius a obtenu, par exemple, les hyponitrites neutres d'ammoniaque et de deutoxide de cuivre en décomposant l'hyponitrite neutre de plomb par le sulfate d'ammoniaque et le sulfate de deutoxide de cuivre.

Hypo-azotites.

976. C'est sous ce nom que nous croyons convenable de désigner les combinaisons, peu connues encore, du deutoxide d'azote avec les bases salifiables. En effet, dans une nomenclature régulière, les azotates correspondraient aux nitrates, les azotites aux hypo-nitrites et par conséquent les hypo-azotites aux combinaisons du deutoxide d'azote. On voit bien, du reste, que les composés dont il s'agit ne peuvent recevoir dans la nomenclature actuelle qu'un nom de fantaisie, ou qu'un nom, propre à faire confusion. Voici leur composition.

$$\text{Base} = \begin{cases} 1 \text{ at. métal} \\ 1 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

$$\text{Acide} = \begin{cases} 2 \text{ at. azote} \\ 2 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

Les hypo-azotites ne peuvent pas se former directement. On les produit en chauffant les nitrates de potasse, de soude, de baryte ou de chaux, jusqu'à ce que le dégagement d'oxigène cesse d'avoir lieu. Le résidu est alors à l'état d'hypo-azotite.

Tous ces corps sont solubles dans l'alcool. Ils sont tous cristallisables et retiennent souvent de l'eau de cristallisation.

Par la chaleur ils laissent dégager de l'azote et de l'oxigène, mais pourtant ceux des deux dernières sections fournissent de l'azote et de l'acide nitreux, le métal étant mis à nu.

Les acides puissans en dégagent le deutoxide d'azote. Les hypo-azotites réduisent presque subitement les dissolutions d'or. Le métal se dépose en poudre.

Phosphates.

La composition des phosphates est remarquable. L'acide phosphorique s'unit aux bases en cinq proportions différentes : on connaît des phosphates neutres, des sesquiphosphates, des biphosphates, des phosphates sesquibasiques, et des phosphates bibasiques. Dans les phosphates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, comme 2 à 5, ou bien en atomes.

Base = { 1 at. métal
1 at. oxigène.

Acide = { 1 at. phosphore
2 1/2 at. oxigène.

977. *Propriétés.* Les phosphates des quatre premières sections, exposés à l'action de la chaleur, ne se décomposent pas, parce que l'acide phosphorique est fixe et indécomposable, ou que du moins il ne se volatilise que difficilement, surtout quand il est combiné avec des oxides fixes eux-mêmes. Ceux des deux dernières sections sont au contraire détruits par le feu, la base perdant son oxigène. Il paraît même, que parmi ceux-ci, le phosphate d'argent résiste à une température fort élevée.

Les corps combustibles simples non-métalliques décomposent les phosphates. Si l'on calcine un mélange de charbon et d'un phosphate dont la base soit irréductible par ce

corps, on obtient du gaz oxide de carbone, du phosphore, et un sous-phosphate, qui contient plus ou moins de base, suivant l'affinité de cette base pour l'acide. Si l'on opère avec un phosphate dont l'oxide peut se réduire par le charbon, on obtient de l'acide carbonique, ou de l'oxide de carbone, et un phosphure métallique. Il ne se formerait pas de phosphure si la température était trop élevée et que le phosphure pût être décomposé par la chaleur. On peut même dire, que dans la plupart des cas, le phosphure est alors à l'état de sous-phosphure. Les phosphates des deux premières sections ne se décomposent qu'à une très-haute température; ceux de la troisième en exigent une beaucoup moindre; ceux des dernières se décomposent avec facilité.

L'analogie du bore avec le carbone donne lieu de croire que ce corps combustible agirait sur les phosphates de la même manière que le charbon; seulement, comme l'acide borique est solide, et qu'il tend à se combiner avec l'oxide du phosphate, il y aurait production d'un borate, et le phosphore se volatiliserait. Cependant, dans quelques cas, on obtiendrait un phosphure et de l'acide borique.

L'hydrogène doit décomposer, à une très-haute température, les phosphates de la première section ainsi que ceux de la seconde : il doit se former de l'eau, du phosphore en vapeur, qui, mêlé à l'excès d'hydrogène, pourrait lui donner l'apparence de l'hydrogène phosphoré; mais ce gaz ne peut pas être obtenu, car en supposant qu'il fût produit, il serait aussitôt décomposé par l'effet de la température élevée, à laquelle il serait soumis. Avec les phosphates des quatre dernières sections, on obtient de l'eau, un phosphure métallique et du phosphore en vapeur.

Le phosphore ne peut avoir d'action que sur les phosphates dont la base est d'une réduction facile; il réduit sans doute l'oxide de ces phosphates, et fournit de l'acide phosphorique et un phosphure métallique.

Ce que nous avons dit du phosphore, nous le dirons aussi du soufre; si la température n'est pas trop élevée, il se produira du gaz acide sulfureux, et un sulfure métallique. Ces divers phénomènes se concevront bien, si on se rappelle que l'acide phosphorique a peu d'affinité pour les oxides faciles à réduire, et qu'un métal ne se combine à un acide, qu'autant qu'il est oxidé.

Les phosphates de soude et de potasse sont les seuls qui soient solubles dans l'eau, mais tous le deviennent à la faveur d'un excès d'acide. Voilà pourquoi, lorsqu'on verse de l'acide phosphorique dans l'eau de baryte, de strontiane ou de chaux, il se forme un précipité qui disparaît à l'instant dans un excès d'acide.

La baryte, la strontiane et la chaux sont les bases qui ont le plus de tendance à se combiner à l'acide phosphorique par l'intermède de l'eau, puisqu'elles troublent la dissolution des phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque. Cependant la potasse, la soude et l'ammoniaque s'emparent d'une portion de l'acide des phosphates neutres de baryte, de strontiane et de chaux, et les font passer à l'état de sous-phosphates.

Tous les acides un peu forts décomposent en partie les phosphates neutres, et les transforment en phosphates acides; or, comme tous les phosphates acides sont solubles, et que tous les autres sels, à quelques-uns près, le sont également dans un excès de leur acide, il s'ensuit qu'avec l'acide phosphorique on dissoudra tous les phosphates, et qu'on y parviendra également avec presque tous les autres acides. Avec l'acide nitrique, on peut dissoudre tous les phosphates. L'acide sulfurique enlève même complétement la baryte et l'oxide de plomb à l'acide phosphorique.

978. *Etat naturel.* On trouve onze phosphates ou sous-phosphates dans la nature : ce sont ceux de chaux, de plomb, de fer, de soude, de magnésie, d'ammoniaque et de

magnésie, de potasse, de manganèse et de fer, d'alumine, de cuivre, d'urane.

Le phosphate de chaux naturel est le seul qui soit abondant. C'est lui qui, mêlé à la gélatine, au carbonate calcaire et à une petite quantité de phosphate de magnésie, constitue les os de tous les animaux. En Espagne, il constitue des collines entières à Logrosan.

979. *Préparation.* On obtient les phosphates de potasse et de soude en versant dans une dissolution de phosphate acide de chaux, de la potasse, de la soude, ou plutôt les carbonates de ces bases; et avec le phosphate de soude ou de potasse qui sont solubles, on obtient, par double décomposition, ceux de baryte et de plomb; mais lorsqu'on veut obtenir les autres phosphates par le même procédé, il se précipite un phosphate sesquibasique. Il faut alors, pour obtenir ces phosphates neutres, user d'une précaution que nous indiquerons lorsque nous traiterons de ces sels en particulier.

Pyro-phosphates.

980. M. Engelhart avait observé que l'acide phosphorique précipitait l'albumine, tandis que M. Berzélius et presque tous les chimistes admettaient le contraire. En examinant le fait avec attention, M. Engelhart s'aperçut que la précipitation n'avait lieu qu'avec l'acide récemment rougi et que cette propriété se perdait au bout de quelque temps.

De son côté, M. Clark a reconnu dans le phosphate de soude rougi, des propriétés particulières, et M. Gay-Lussac s'est assuré que ces modifications curieuses tenoient à la même cause que la précédente. Ainsi, avec l'acide phosphorique récemment chauffé au rouge, on obtient des pyrophosphates différens des phosphates ordinaires. Ces mêmes pyrophosphates se reproduisent, en chauffant au rouge les phosphates ordinaires.

Les pyrophosphates conservent mieux et plus long-temps

leurs propriétés particulières que l'acide pyro-phosphorique. Quand on extrait l'acide des pyro-phosphates, il jouit des propriétés de l'acide phosphorique rougi au feu, et partage probablement son instabilité.

Le pyrophosphate de soude versé dans une solution de nitrate d'argent y forme un précipité blanc, et la liqueur reste neutre. Le phosphate ordinaire forme au contraire un précipité jaune à l'état de phosphate sesquibasique, et la liqueur reste par conséquent acide.

A 350° le pyrophosphate de soude cristallisé dont la forme cristalline diffère de celle du phosphate ordinaire, perd toute son eau de cristallisation. A la même température, le phosphate de soude ordinaire en retient encore un atôme. Il perd celui-ci au rouge et passe seulement alors, à l'état de pyrophosphate.

Les pyrophosphates dissous dans l'eau et soumis à des cristallisations répétées ne repassent pas à l'état de phosphates ordinaires.

Bien plus, c'est que si l'on fait bouillir quelque temps une dissolution de phosphate ordinaire, celui-ci cristallise avec une forme particulière, et conserve obstinément cette propriété.

Ainsi, l'on a les phosphates ordinaires, les phosphates qui ont bouilli, et les pyrophosphates, ce qui fait pour les mêmes sels, trois séries séparées par des propriétés permanentes, où l'on ne peut méconnaître l'influence d'une disposition particulière des molécules déterminée par une simple action physique. En effet, dans ses trois séries la constitution chimique du sel sec reste la même, seulement en vertu de la modification opérée sur l'acide, le sel sec se combine avec des proportions différentes d'eau de cristallisation. D'un autre côté, les phosphates ordinaires et les pyrophosphates exercent des actions chimiques différentes, caractère qui, réuni au précédent, constitue sans aucun

doute, une des plus singulières découvertes de la chimie moderne.

On n'a rien observé de particulier dans les arséniates rougis, mais les arséniates bouillis offrent des caractères distincts analogues à ceux des phosphates au même état.

Phosphites.

981. *Composition.* Dans les phosphites neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 2 à 3. Leur composition atomique est donc :

Base = { 1 at. métal
1 at. oxigène.

Acide = { 1 at. phosphore
1 1/2 at. oxigène.

Ils se comportent d'une manière différente au feu, suivant qu'ils sont neutres, acides ou avec excès de base. Projetés sur des charbons ardens, ceux qui sont acides produisent une belle flamme jaune, ceux qui sont neutres en produisent une moins intense, et ceux qui sont avec excès de base en produisent une moins intense encore. Chauffés en vase clos, les sous-phosphites laissent dégager de l'hydrogène phosphoré, un peu de phosphore, et on obtient toujours un résidu jaune fauve, qui est un sous-phosphate soluble dans les acides.

Presque tous les phosphites sont insolubles; ceux de baryte et de strontiane ne le sont que très-peu, quoique doués de la faculté de cristalliser; mais ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont très-solubles dans l'eau, ils sont même déliquescens; toutefois ils ne se dissolvent pas dans l'alcool.

Aucun phosphite ne se trouve dans la nature : on les obtient en combinant directement l'acide phosphoreux avec les bases.

Arséniates.

982. *Composition.* Nous avons vu que, dans les phosphates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 2 à 5; il en est de même pour les arséniates.

Si nous représentons la composition des arséniates en atomes, nous aurons donc,

Base = { 1 at. métal
1 at. oxigène.

Acide = { 1 at. arsenic
2 1/2 at. oxigène.

Les biarséniates contiennent pour la même quantité de base deux fois autant d'acide. Les sesquiarséniates renferment pour la même quantité de base, une fois et demie autant d'acide comme leur nom l'indique. Il existe aussi des arséniates basiques très-variés.

983. Tous les arséniates, à une température plus ou moins élevée, se fondent ou éprouvent un commencement de fusion. Les plus fusibles sont ceux de potasse et de soude. Il n'y a qu'un très-petit nombre d'arséniates qui soient susceptibles d'être décomposés par le feu, ce sont ceux dont les oxides sont faciles à réduire spontanément, ou ceux qui peuvent passer à un degré d'oxidation plus élevé.

Le charbon calciné avec un arséniate réduit toujours l'acide, mais il ne réduit la base qu'autant que celle-ci l'est elle-même par ce corps combustible. S'il faut une forte chaleur pour opérer la réduction, on obtient du gaz acide carbonique, de l'oxide de carbone et de l'arsenic ou un arséniure; si la température était moins élevée on n'obtiendrait pas d'oxide de carbone, mais du gaz acide carbonique, et de l'arsenic en partie libre et en partie combiné avec le métal de l'oxide.

On n'a point constaté par expérience quelle était l'ac-

tion des autres corps combustibles non métalliques sur les arséniates; mais, d'après l'action qu'exerce le charbon sur ces corps, on ne saurait douter que l'hydrogène, le bore, le phosphore et le soufre, ne les décomposassent à une température plus ou moins élevée. On peut prévoir quels sont les produits qui doivent se former.

Les arséniates de potasse, de soude et d'ammoniaque sont très-solubles; les autres, et particulièrement l'arséniate de bismuth, le deviennent dans un excès d'acide arsénique.

Toutes les fois que l'acide sulfurique peut former avec l'oxide d'un arséniate un sel insoluble, il le décompose à la température ordinaire ou du moins à une température peu élevée. Il en serait tout autrement si l'on faisait agir l'acide sulfurique à la chaleur rouge, car alors cet acide est au contraire dégagé de ses combinaisons les plus intimes par l'acide arsénique; c'est ainsi qu'en calcinant un mélange de sulfate de potasse et d'acide arsénique, on obtient du gaz acide sulfureux, du gaz oxigène et un arséniate.

Les acides phosphorique, nitrique, hydrochlorique, hydrofluorique, hydriodique, liquides, agissent sur presque tous les arséniates; ils dissolvent ceux avec la base desquels ils peuvent former des sels solubles, et les font passer à l'état de sur-arséniates.

Lorsqu'on verse une dissolution neutre d'arséniate de soude, de potasse ou d'ammoniaque, dans une dissolution également neutre d'un sel soluble de baryte, il se précipite un arséniate neutre de baryte; mais si l'on emploie tout autre sel neutre et soluble que celui de baryte, il se précipite constamment un sous-arséniate insoluble, et d'autre part on a un sel acide soluble.

984. Les arséniates naturels sont au nombre de cinq, savoir: l'arséniate de fer, de deutoxide de cuivre, de protoxide de cobalt, de protoxide de nickel et de plomb.

L'arséniate de fer est très-rare, celui de cobalt est plus répandu; on le trouve non-seulement dans les mines de cobalt, mais encore dans celles de cuivre et d'argent.

Les arséniates solubles peuvent être obtenus directement en combinant l'acide arsénique avec les bases; mais on emploie un procédé plus économique. C'est en calcinant le nitrate de potasse ou de soude avec de l'acide arsenieux qu'on prépare l'arséniate de potasse ainsi que celui de soude. Quant à ceux qui sont insolubles, c'est par double décomposition qu'on les obtient. La calcination du nitrate avec l'acide arsenieux peut se faire dans des tubes de fonte, mais dans ce cas il se produit toujours de l'arséniure de fer en paillettes micacées, jaunes, semblables à de la pyrite pour l'aspect.

Arsénites.

985. La quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 2 à 3.

La composition atomique des arsénites est donc :

Base = { 1 at. métal / 1 at. oxigène.

Acide = { 1 at. arsenic / 1 1/2 at. oxigène.

Les arsénites, exposés en vases clos à l'action de la chaleur, se comportent diversement; tantôt ils laissent dégager leur acide, et la base devient libre; tantôt une partie de l'acide est décomposée, et de là résulte une certaine quantité d'arséniate et de l'arsenic métallique. Les arsénites alcalins sont dans ce dernier cas.

Les corps combustibles simples qui opèrent la décomposition des arséniates agissent sur les arsénites à une température moins élevée. Ils en opèrent la décomposition plus facilement et donnent les mêmes produits.

Les arsénites de potasse, de soude et d'ammoniaque sont les seuls qui soient bien solubles; ceux de chaux, de

strontiane et de baryte, le sont dans un grand excès de ces bases ou d'acide arsénieux.

Les bases qui ont le plus de tendance à se combiner à l'acide arsénieux, par l'intermède de l'eau, sont la baryte, la strontiane et la chaux; puis viennent la lithine, la potasse, la soude et l'ammoniaque.

En mettant les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, phosphorique, hydrochlorique, etc., en contact avec un arsénite, celui-ci est complétement décomposé; il en résulte un nouveau sel; l'acide arsénieux, mis en liberté, se dissout quelquefois dans l'excès d'acide. On sait que l'acide arsénieux est un acide faible et qu'il joue parfois le rôle de base; ainsi l'acide nitrique le dissout; mais par l'évaporation, il s'en dépose une partie, et l'autre passe à l'état d'acide arsénique.

L'acide hydrosulfurique n'a aucune action sur les arsénites de la seconde section; mais il décompose presque tous ceux des autres sections.

L'arsénite de plomb est le seul qu'on ait trouvé dans la nature. On prépare les arsénites de potasse ou de soude en combinant directement l'acide arsénieux avec la potasse ou la soude. Cette opération peut se faire dans un ballon; on y met un excès d'acide arsénieux en poudre et de la potasse; on fait bouillir pendant un quart d'heure, en agitant de temps en temps; ensuite on filtre, on lave et on fait rapprocher la liqueur.

Borates.

986. Suivant M. Berzélius, les borates sont composés de telle manière que la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 6. On a donc pour leur composition atomique

1 at. base = { 1 at. métal, 1 at. oxigène.

1 at. acide = { 4 at. bore, 6 at. oxigène.

Il existe des biborates. On connaît aussi des borates sesqui-basiques et tri-basiques.

Les borates n'éprouvent aucune altération par le feu, quelque intense que soit la chaleur qu'on leur fasse éprouver. Il n'y a que ceux dont l'oxide est réductible par la chaleur qui puissent se décomposer, parce que l'acide borique lui-même est fixe et inaltérable au feu. Lorsque la décomposition ne peut s'effectuer, les borates se vitrifient, et se vitrifient d'autant plus facilement que l'oxide est lui-même plus fusible.

L'acide borique ne pouvant être décomposé par les corps combustibles simples, il s'ensuit que les borates le seront difficilement par ces mêmes corps, si d'ailleurs le bore et le métal ont peu ou pas de tendance à s'unir; mais, comme l'acide borique a peu d'affinité pour les bases, il peut arriver que ces bases seules soient décomposées par le corps combustible. Ainsi le borate de cuivre est décomposé par le carbone, l'hydrogène, etc., qui réduisent l'oxide de cuivre et le ramènent à l'état métallique en laissant l'acide borique libre. Avec le borate de fer, on obtient au contraire du borure de fer, quand on le réduit par l'hydrogène. Le charbon paraît même capable de réduire le borate de soude, soit en mettant le bore à nu, soit en formant du borure de sodium.

Presque tous les borates sont insolubles; il n'y a que ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque et de lithine qui soient solubles dans l'eau d'une manière sensible. Certains borates deviennent solubles dans un excès d'acide.

L'ordre suivant lequel les bases ont le plus de tendance à se combiner à l'acide borique, par l'intermède de l'eau, paraît être le suivant : la baryte, la strontiane et la chaux au premier rang, la potasse et la soude au second; puis l'ammoniaque et la magnésie, etc.

A la chaleur de l'ébullition ou au-dessous, les borates sont décomposés par tous les acides, excepté par les plus faibles,

c'est-à-dire l'acide carbonique, l'acide hydrosulfurique, etc. C'est en traitant par l'acide sulfurique le borate de soude dissous dans l'eau, qu'on se procure l'acide borique.

A une haute température, il n'y a que l'acide phosphorique qui puise décomposer les borates.

Il est presque inutile de dire que les borates solubles seront décomposés par les sels solubles dont l'oxide sera capable de former un borate insoluble.

Il existe deux borates naturels, ce sont celui de soude ou borax du commerce, et celui de magnésie connu sous le nom de *boracite*. Le borax se rencontre principalement dans plusieurs lacs du Thibet, uni à une matière grasse. Plusieurs minéraux renferment de l'acide boracique, mais en petite quantité et à ce qu'il paraît d'une manière accidentelle.

Le borate de soude s'extrait des lacs qui tiennent ce sel en dissolution; on le prépare en France en combinant l'acide qu'on trouve en Toscane avec le carbonate de soude. Tous les autres borates peuvent être obtenus en traitant la base par l'acide borique; et ceux qui sont insolubles peuvent l'être aussi par double décomposition. Mais il est difficile de les avoir à un état constant, car les borates insolubles cèdent évidemment une partie de leur acide à l'eau qu'on emploie pour les laver.

Carbonates.

987. La quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 à 2.

Les carbonates sont donc formés de :

Base = { 1 at. métal / 1 at. oxigène.

Acide = { 2 at. carbone / 2 at. oxigène.

On connaît en outre des sesqui-carbonates et des bi-

carbonates, ainsi que des carbonates sesqui-basiques et bi-basiques.

Les carbonates neutres de baryte, de potasse et de soude sont les seuls qui ne soient pas décomposés par le feu; ceux de strontiane et de chaux exigent, pour leur décomposition, une température très-élevée; ceux de magnésie, de zinc, de protoxide de fer et de manganèse sont plus facilement décomposés que les précédens; les autres se décomposent au-dessous du rouge cerise. L'acide carbonique se dégage à l'état de gaz, et l'oxide devient libre. Toutefois, les carbonates de protoxide de fer et de protoxide de manganèse fournissent de l'oxide de carbone, l'oxide passant à l'état de deutoxide. Néanmoins, la décomposition des carbonates ne peut s'effectuer qu'autant qu'ils ne sont pas soumis à une forte pression, car les expériences célèbres de Hill ont bien prouvé que le carbonate de chaux fond sans se décomposer, dans des tubes de fer épais et fermés par un bouchon à vis.

Les carbonates indécomposables par la chaleur seule, le sont par la vapeur d'eau, à une température voisine du rouge cerise. C'est ce qu'on peut prouver en mettant ces sels dans une petite capsule de platine, introduisant cette capsule dans un tube de porcelaine, exposé à une chaleur rouge et faisant passer de la vapeur d'eau à travers de celui-ci.

988. Les corps combustibles non métalliques n'exercent aucune action à froid sur les carbonates secs; mais à chaud cette action est très-variée. Lorsque le carbonate que l'on traite est capable d'être décomposé par une chaleur obscure, l'acide s'en dégage sans éprouver d'altération. Lorsqu'au contraire le carbonate peut supporter l'action de la chaleur rouge, l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore s'emparent d'une partie de l'oxigène ou de tout l'oxigène de l'acide carbonique, et donnent lieu à des produits divers, savoir : l'hydrogène et les carbonates de baryte, de

potasse ou de soude, à du gaz oxide de carbone et à un hydrate; l'hydrogène et les carbonates de strontiane et de chaux, à de l'eau, à du gaz oxide de carbone et à de la strontiane ou de la chaux; le carbone et l'un quelconque de ces carbonates à du gaz oxide de carbone et à l'oxide du sel; le phosphore et le bore, et l'un de ces carbonates, à du carbone ou du gaz oxide de carbone, et à un phosphate ou un borate.

Le chlore, par l'intermède de l'eau, agirait sur les carbonates comme sur les bases elle-mêmes, il rendrait libre l'acide carbonique.

Les métaux de la troisième section décomposent l'acide des carbonates de baryte, de potasse et de soude, et probablement de strontiane et de chaux, et le font passer à l'état de gaz oxide de carbone.

989. L'eau dissout quatre carbonates, ce sont ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque et de lithine; ce dernier est peu soluble. Mais quelques autres carbonates se dissolvent à la faveur d'un excès d'acide : tels sont ceux de magnésie et de chaux. Le carbonate acide de chaux se trouve assez répandu dans la nature; il est en dissolution dans certaines eaux acidules ou gazeuses; mais par le seul contact de l'air, à la température ordinaire, l'excès d'acide se dégage en vertu de sa force élastique, et le carbonate de chaux neutre se dépose peu à peu. De là naissent des incrustations sur les corps que baignent ces eaux.

L'acide carbonique à une température élevée reste uni à la potasse et à la soude, et non pas à la chaux et à la strontiane; cependant l'eau de chaux et de strontiane troublent les dissolutions de carbonate de potasse ou de soude. D'après cela, l'ordre suivant lequel les bases tendraient à se combiner à l'acide carbonique dans leur contact avec l'eau serait le suivant : chaux et strontiane, baryte, lithine, potasse et soude.

Un caractère bien marqué des carbonates, c'est qu'ils

sont décomposés, à la température ordinaire, par tous les acides, principalement par ceux qui sont en dissolution dans l'eau, même par l'acide hydrosulfurique et l'acide hydrosélénique. L'acide carbonique est dégagé avec une effervescence plus ou moins vive.

990. On trouve douze carbonates dans la nature, savoir : les carbonates de chaux, de protoxide de fer, de soude, de potasse, de deutoxide de cuivre, de plomb, de zinc, de baryte, de strontiane, de magnésie, de manganèse, et la dolomie ou le double carbonate de chaux et de magnésie.

Le carbonate de chaux est un des corps les plus répandus dans la nature. Il constitue les marbres, la craie, le calcaire compacte, les albâtres, etc. On le rencontre dans tous les terrains depuis les plus anciens jusqu'aux plus modernes. Il entre dans la composition de presque toutes les terres cultivées.

Le carbonate de fer, quoique moins abondant que le carbonate de chaux, l'est cependant assez. Il se trouve en amas ou en filons au milieu des terrains anciens. Il existe encore en rognons, en amas ou en petites couches au milieu des terrains houillers. Telle est la nature de presque tous les les minérais de fer de l'Angleterre; telle est également, en France, celle des minerais appartenant aux terrains houillers des environs de Saint-Etienne.

Nous nous occuperons des autres carbonates naturels lorsque nous ferons l'histoire des espèces.

Comme tous les carbonates, à l'exception de trois, sont insolubles, on les obtient par la voie des doubles décompositions. Le carbonate de plomb, connu dans le commerce sous le nom de *céruse*, se prépare d'une autre manière et par des procédés que nous examinerons avec soin lorsque nous parlerons de sa préparation.

Quant à la préparation des carbonates de potasse et de soude, elle fera l'objet de chapitres particuliers.

Silicates.

991. Dans les silicates neutres, M. Berzélius admet que l'oxigène de la base est à celui de l'acide : : 1 : 3. D'après les résultats que nous avons déjà énoncés à l'égard du chlorure et du fluorure de silicium, et d'après d'autres faits observés sur les silicates artificiels, on est conduit à penser que dans les silicates la quantité d'oxigène de la base est à celle de l'acide : : 1 : 4, lorsqu'ils sont à l'état neutre. Mais comme on ne peut rien établir de bien précis à ce sujet, nous admettrons, pour la commodité du langage, que le rapport est de 1 : 1, comme M. Beudant.

On aurait alors dans ces sortes de sels :

$$1 \text{ at. base} = \begin{cases} 1 \text{ at. métal} \\ 1 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

$$1 \text{ at. acide} = \begin{cases} 1 \text{ at. silicium} \\ 1 \text{ at. oxigène.} \end{cases}$$

Les silicates possèdent, au reste, des états de saturation très-variés; mais il est singulier que la nature qui en présente un si grand nombre, n'en offre que deux à l'état que nous considérons comme neutre. C'est le silicate de glucine qui se rencontre dans l'*émeraude*, et le silicate de baryte qui fait partie de l'*harmotome*. De tous les silicates connus, ce sont les seuls qui pour la saturation, ressemblent aux verres ordinaires; c'est même un des principaux motifs qui nous engagent à nous servir d'un langage qui, sans rien préjuger, exprime seulement des rapports déterminés par l'expérience. Quelques exemples rendront très-claire cette manière de désigner la composition des silicates qui a d'ailleurs l'avantage de s'accorder avec les signes minéralogiques de M. Berzélius.

Silicates. Dans ceux que nous désignons ainsi, l'oxigène de la silice est égal à celui de la base. Ils sont fort

nombreux. Le silicate de magnésie hydraté ou *marmolithe*, le silicate de zinc hydraté, le silicate de manganèse hydraté, le silicate de zircone ou *zircon*, sont dans ce cas.

Bisilicates. Dans ceux-ci, la silice contient deux fois l'oxigène de la base. Ce sont peut-être les plus nombreux de tous les silicates connus. Le bisilicate de chaux on *Wollastonite*, le bisilicate de magnésie ou *pyrallolithe*, le bisilicate de manganèse rouge, le bisilicate de cuivre ou dioptase, présentent cet état de saturation. Parmi les silicates artificiels, le verre à bouteilles en offre un exemple.

Trilicates. Silicates neutres de M. Berzélius. On en connaît beaucoup, mais ils sont moins nombreux que les précédens. Il en existe un assez grand nombre, savoir : le trisilicate de chaux, le trisilicate de magnésie hydraté ou *stéatite*, le trisilicate de protoxide de fer hydraté ou *chloropale*, enfin, le trisilicate d'alumine ou l'*argile plastique*. Cet état de saturation se retrouve plus fréquemment encore dans les silicates doubles ou triples si abondans dans la nature.

Quadrisilicates. Les verres blancs, le cristal, le flint-glass, le strass, sont tous dans cet état de saturation. Parmi les silicates naturels, on ne connaît aucun silicate simple qui offre cette forme; mais nous avons dit qu'elle avait été observée dans deux silicates composés, savoir : l'*émeraude* qui contient un atome de quadrisilicate de glucine, et deux atomes de bisilicate d'alumine; l'*harmotome*, qui se compose d'un atome de quadrisilicate de baryte, de quatre atomes de silicate d'alumine et de six atomes d'eau.

Sexsilicates. Il n'y a point de silicates simples à cet état. Mais l'*apophyllite* contient du sexsilicate de potasse, la *pétalite* renferme du sexsilicate de lithine, et le *sphène* renferme du sexsilicate de chaux. Dans la nature, cet état de saturation est rare. Il paraît que c'est celui auquel le verre à base alcaline simple tend à passer.

Silicates bibasiques. Une silicate d'alumine, le *disthène*, nous en offre un exemple. Cet état de saturation se présente rarement.

Silicates tribasiques, silicates quadribasiques, silicates sexbasiques. Ces combinaisons sont rares ou douteuses, tant parmi les silicates simples que parmi les silicates composés.

Ainsi, presque tous les silicates connus peuvent se ranger dans les quatre premiers groupes.

992. Exposés au feu, tous les silicates tendent à entrer en fusion; ordinairement même, le silicate fond complétement à une chaleur plus ou moins élevée, et c'est là un des caractères de la silice dont les arts métallurgiques tirent un grand parti. Les silicates jouent dans ces grandes opérations, le même rôle que le borax dans les laboratoires. D'un autre côté, pour la fabrication des briques ou des poteries, on met à profit les propriétés que possèdent d'autres silicates qui s'agglutinent au feu le plus violent, sans entrer en fusion.

Tous les silicates sont fusibles au feu du chalumeau à gaz hydrogène ou oxigène; mais, au feu de forge, il en est deux qui ne font que s'agglutiner : celui d'alumine et celui de magnésie.

Il est clair que l'état de saturation des silicates exerce une grande influence sur leur fusibilité, mais on a peu de résultats précis à cet égard; cependant il semble que l'état de bisilicate ou de silicate est celui auquel la fusibilité est la plus grande. On en jugera par les exemples suivans :

Mélanges essayés.	Etat de saturation à peu près correspondant.	Action du feu.
1 p. silice, 1 p. chaux. . .	Bisilicate.	Fond.
1 p. silice, 2 p. chaux. . .	Silicate.	S'agglutine
2 p. silice, 1 p. chaux. . .	Quadrisilicate. .	S'agglutine
1 p. silice, 1 p. alumine. .	Silicate.	S'agglutine
1 p. silice, 2 p. alumine. .	Silicate bibasiq.	Reste en poudre
2 p. silice, 1 p. alumine. .	Bisilicate. . . .	id. id.

La fusibilité des silicates dépend, en grande partie, de celle des oxides qui leur servent de base; en conséquence, les plus fusibles sont ceux de plomb, de bismuth, de potasse, de soude, et les moins fusibles sont au contraire ceux qui sont produits par les oxides infusibles, tels que l'alumine et la magnésie. La silice et la magnésie se comportent au feu comme la silice et l'alumine.

993. Les silicates qui ne fondent pas au feu, c'est-à-dire, ceux d'alumine et de magnésie, y éprouvent cependant une contraction de volume plus ou moins considérable. C'est sur cette propriété qu'est fondé le pyromètre de Wedgewood. En admettant, en effet, que cette contraction augmente régulièrement avec la température, on peut regarder ce moyen comme très-bon pour évaluer les hautes températures. Mais c'est une supposition dont on a démontré l'inexactitude, et il est prouvé que la contraction des silicates de magnésie ou d'alumine ne croît pas régulièrement avec la température, et qu'elle est d'ailleurs influencée par la durée de l'exposition au feu. Cependant, on a peut-être abandonné trop complétement l'emploi du pyromètre de Wedgewood. Si un pyromètre peut être de quelque utilité dans les arts, il est probable que c'est encore un de ceux qui rempliraient le mieux le but. Mais tout le monde sait que dans les manufactures à feu, la matière fabriquée sert toujours elle-même de pyromètre et offre en général des caractères qu'un peu d'habitude apprend à distinguer.

994. En général, les silicates à plusieurs bases sont fusibles. Tous ceux qui fondent au feu peuvent éprouver, par un refroidissement lent, une véritable cristallisation qui permet de reproduire ainsi quelques espèces minérales.

Les silicates de potasse et de soude perdent au feu une portion de leur base, jusqu'à ce qu'ils soient parvenus à un état de saturation qui n'a pas été déterminé exactement. Il est probable, au moins, que tant qu'ils ne sont pas à l'état de quadrisilicates, ils peuvent laisser dégager une partie de la base qu'ils contiennent.

995. Les silicates de potasse et de soude sont solubles dans l'eau. A l'état de silicate, de bisilicate ou même de trisilicate, ils se dissolvent dans l'eau froide; ils sont même déliquescens. Mais, à l'état de sexsilicates, ils deviennent peu attaquables par l'eau froide, quoique l'eau bouillante puisse les dissoudre.

Les silicates alcalins, en s'unissant aux silicates terreux ou métalliques, forment des composés qui sont moins attaquables par l'eau que les silicates alcalins simples, mais toutefois l'eau bouillante parvient à dissoudre une portion du silicate alcalin. C'est ce qui arrive avec le verre ordinaire. Schéele a montré qu'en faisant bouillir long-temps de l'eau pure dans des vases de verre, elle se charge de silicate alcalin, tandis le silicate de chaux forme un dépôt blanc pulvérulent. Quand le verre est réduit en poudre très-fine, l'eau froide produit le même effet. Aussi, lorsqu'on met sur du papier de curcuma de la poudre de verre humectée, le papier tourne au rouge à l'instant, par suite de la réaction alcaline du silicate de soude ou de potasse qui se trouve dissous.

A l'exception du silicate de potasse et de soude ou des silicates composés dont ils font partie, tous les silicates sont insolubles dans l'eau.

996. Les silicates solubles sont décomposés à froid, par

tous les acides et même par l'acide carbonique. Il se forme des sels de potasse ou de soude, tandis que la silice se dépose en gelée transparente. Les silicates insolubles sont aussi attaquables par les acides, mais seulement par les acides forts et concentrés. Quand le silicate est à base insoluble, il faut généralement avoir recours à la chaleur; quand c'est un silicate composé à base alcaline, l'action est déjà sensible à froid. Dans tous les cas, la silice se sépare sous forme gélatineuse; en général, pourtant, l'action n'est que partielle, ou du moins elle exige beaucoup de temps, si l'on veut la rendre complète. L'acide hydrofluorique attaque tous les silicates, en donnant naissance à des fluorures de silicium et des fluorures formés aux dépens de la base du silicate lui-même. Presque toujours, il en résulte des fluorures doubles de silicium et des métaux qui produisaient ces bases.

Les alcalis caustiques ou carbonatés n'exercent qu'une faible action sur les silicates insolubles, quand on les emploie en dissolution; ils n'en ont aucun sur les silicates solubles. Mais, à l'aide d'une chaleur rouge, la potasse et la soude ou même les carbonates de ces bases décomposent tous les silicates insolubles, mettent leur base en liberté et produisent des silicates de potasse ou de soude; bien entendu que la potasse ou la soude sont supposées en excès, car autrement il pourrait se former des silicates composés. C'est au moyen de cette réaction qu'on parvient à analyser aisément tous les silicates; on les traite dans le creuset de platine par un excès de carbonate de soude. La masse restante, traitée par l'acide hydrochlorique, s'y dissout toute entière en quelques instans, à l'exception de la silice qui n'est pas attaquée. Mais on conçoit aisément que l'acide s'empare avec beaucoup de facilité, tant des bases mises en liberté, que de la soude du silicate de soude qui s'est formé. Les nouveaux sels qui se trouvent dans

la dissolution sont séparés ensuite par les procédés ordinaires de l'analyse minérale.

997. Les silicates de potasse et de soude, ainsi qu'un grand nombre de silicates fusibles, s'obtiennent en fondant un mélange de silice et de la base pure ou carbonatée. Les silicates insolubles peuvent aussi se former au moyen des doubles décompositions, en versant dans des sels dissous, du silicate de potasse également dissous.

Du reste, on a peu étudié les silicates artificiels produits par voie humide. Nous en dirons quelques mots en faisant l'histoire du silicate de potasse ou *verre soluble* (1398).

Les silicates naturels, si nombreux et si abondans à la surface du globe, forment à eux seuls la moitié au moins des minéraux connus. Leur description devrait entrer sans doute dans un ouvrage destiné à présenter l'ensemble des composés chimiques, mais dans un ouvrage d'application, nous devons nous borner à faire connaître les espèces qui ont quelque intérêt pour les arts; elles seront étudiées à l'occasion des oxides qu'elles contiennent.

LIVRE QUATRIÈME.

998. On se propose d'examiner, dans ce livre, les métaux qui constituent les deux premières sections de la classification adoptée précédemment. Ces métaux sont les suivans :

Potassium,
Sodium,
Lithium,

—

Barium,
Strontium,
Calcium,

—

Magnésium,
Yttrium,

—

Aluminium,
Glucinium,
Zirconium.
Thorinium.

On les étudiera dans l'ordre qui précède et qui semble le plus naturel, en ce sens, que les modifications que les propriétés éprouvent, vont presque en croissant régulièrement d'un métal à l'autre, dans cette série.

Relativement au lithium, à l'yttrium, au glucinium, au zirconium et au thorinium qui sont sans usage, on se bornera à rappeler leurs propriétés essentielles. A l'égard du barium, du strontium et du magnésium, qui n'offrent que des emplois peu importans, on se contentera d'un examen sommaire. On mettra, au contraire, un soin particulier à étudier le potassium, le sodium, le calcium et

l'aluminium, qui offrent sous tant de formes des matières de la plus haute utilité dans les arts.

CHAPITRE PREMIER.

Potassium; oxides, chlorure, bromure, iodures, fluorure, sulfures, séléniures, phosphure, azoture, carbure de potassium; sels de potasse formés par les acides minéraux non métalliques.

999. A l'état métallique le potassium joue dans les labaratoires un rôle au moins aussi remarquable que celui qui appartient dans l'industrie, aux sels de diverse nature, que la potasse peut former. De même que le potassium offre aux chimistes l'un des agens les plus énergiques qui soient connus; de même, les sels de potasse offrent une haute importance en raison de leur emploi dans la fabrication de l'alun, du salpêtre, de la poudre, du verre, des savons, des lessives blanchissantes et d'une foule de matières non moins utiles. Nous devons donc à leur sujet des détails plus circonstanciés qu'à l'égard des autres métaux.

Potassium.

1000. Découvert en 1807 par sir H. Davy, ce métal est devenu l'objet d'expériences suivies et d'une haute importance entre ses mains et celles de MM. Gay-Lussac et Thénard.

Le potassium est solide à la température ordinaire; il se laisse cependant mouler avec facilité. Il est en effet ductile et mou comme de la cire, ce dont on peut se convaincre aisément en essayant de le pétrir entre les doigts, sous l'huile de naphte. Le potassium est doué de

l'éclat métallique au plus haut degré ; et lorsqu'on le fond sous le naphte ou bien qu'on le coupe en tranches, il ressemble dans le premier cas à l'argent mat, et dans le second à l'argent poli. Sa densité est de 0,865 à la température de 15° c. Il est donc moins pesant que l'eau et plus pesant que l'huile de naphte. Sa cassure est cristalline; il conduit très-bien la chaleur et l'électricité. A la température de 58° c., il entre en fusion. Chauffé dans une cloche courbe remplie d'azote, il entre en vapeur au rouge naissant, et cette vapeur est remarquable par sa belle couleur verte.

En terminant ce chapitre nous dirons par quels procédés on se procure le potassium.

Peroxide de potassium.

1001. Placé dans le gaz oxigène sec, le potassium l'absorbe, sa surface perd son éclat et se recouvre d'une croûte d'oxide, même à la température ordinaire. Si on élève la température, l'action est tellement vive et la production de chaleur si grande, que les cloches de verre seraient toujours brisées, si l'on n'avait soin de placer le petit fragment de métal dans une capsule de platine. Pour que l'expérience réussisse, il faut que l'oxigène soit en excès et que le potassium soit chauffé jusqu'à ce que l'absorption cesse. Il se produit alors du peroxide de potassium.

Ce peroxide est jaune verdâtre, fusible au-dessus du rouge brun, plus pesant que l'eau, inaltérable par la chaleur. L'eau le décompose et le transforme en protoxide, qui reste dissous, et en oxigène qui se dégage. Il en est de même des acides. La plupart des corps capables de se combiner à l'oxigène lui enlèvent une partie de celui qu'il contient, et se transforment en nouveaux composés faciles à prévoir.

Le peroxide de potassium est formé de

1 at. potassium	=	487,915
3 at. oxigène	=	300,000
1 at. peroxide	=	787,915

Protoxide de potassium ou *potasse.*

1002. Pour avoir ce corps à l'état de pureté, on emploie un procédé qui consiste à chauffer ensemble dans une cloche courbe remplie d'azote, 2 atomes de potassium et 1 atome de peroxide de ce métal. Le tout se transforme en protoxide. Si l'on mettait un excès de potassium, il faudrait chauffer assez pour le volatiliser. On le prépare aussi en mettant dans de l'air sec et froid des lames minces de potassium, et rajoutant de l'oxigène à mesure que celui de l'air est absorbé. Lorsque l'absorption cesse, on place les lames dans une nacelle en platine, on introduit celle-ci dans une cloche remplie d'azote et on la chauffe pour volatiliser la petite quantité de potassium qui a échappé à l'action de l'oxigène.

Le protoxide de potassium est blanc, très-caustique, plus pesant que l'eau, fusible un peu au-dessous de la chaleur rouge, indécomposable par la chaleur, déliquescent, et par conséquent très-soluble dans l'eau. Au moment de la dissolution, il se dégage beaucoup de calorique. Chauffé dans l'oxigène, il l'absorbe et se transforme en peroxide. Il est décomposé par le phosphore, le sélénium, le soufre, le chlore, l'iode, et peut-être par le carbone, le bore et le silicium; mais il n'est point altéré par l'hydrogène et l'azote.

Il est composé de

1 at. potassium	=	487,915
1 at. oxigène	=	100
1 at. protoxide	=	587,915

Hydrate de protoxide de potassium.

1003. Cette substance d'un emploi si fréquent dans les arts est connue depuis long-temps, aussi a-t-elle reçu des dénominations nombreuses qui sont encore en usage ; savoir : *Potasse, pierre à cautère, alcali végétal, potasse caustique, potasse caustique à la chaux, potasse caustique à l'alcool.*

Lorsqu'au lieu de combiner directement l'oxigène et le potassium, on projette ce métal sur l'eau, tout à coup ce liquide est décomposé, il se dégage du gaz hydrogène, et il se produit une quantité de chaleur assez grande pour élever jusqu'au rouge la température du métal. On peut recueillir le gaz hydrogène en faisant passer le potassium dans une éprouvette pleine de mercure, et dans laquelle on a introduit quelques centimètres cubes d'eau. L'effervescence due au dégagement du gaz hydrogène est vive, subite, et le métal devient rouge. Si l'expérience se fait au contact de l'air, la température du métal est assez élevée pour enflammer le gaz hydrogène qui se dégage, même quand on place le potassium dans une cavité creusée sur un morceau de glace. Cette élévation remarquable de température est évidemment due à la fois, à la formation du protoxide de potassium et à l'action du protoxide sur l'eau elle-même ; car nous avons vu que le protoxide pur dégageait beaucoup de chaleur, lorsqu'il était mis en contact avec l'eau. En employant une quantité connue de potassium, et mesurant le gaz hydrogène dégagé, on peut en conclure la composition du protoxide. En évaporant le liquide, on obtient l'hydrate de protoxide de potassium. Malheureusement, une fois que cet hydrate est formé, on ne peut en dégager l'eau qu'en faisant passer le protoxide à l'état de sel, de manière qu'on ne se procure le protoxide de potassium que par les procédés déjà décrits. Il n'en est pas de même de l'hydrate ; on l'obtient par des moyens moins

coûteux, et son emploi fréquent dans les arts, les laboratoires ou la médecine, exige que nous entrions dans les détails de cette préparation.

1004. *Propriétés*. L'hydrate de protoxide de potassium est solide, blanc, très-caustique, fortement alcalin, fusible bien au-dessous de la température rouge, déliquescent à l'air, et tellement avide d'eau qu'il enlève à celui-ci toute son humidité et le ramène au 0° de l'hygromètre de Saussure. Il en absorbe aussi rapidement l'acide carbonique; d'où il suit que la potasse et les dissolutions de potasse doivent être conservées dans des flacons soigneusement fermés. A une température rouge, il passe, au contact de l'air, à l'état de peroxide en perdant une portion de l'eau qu'il contient. Il la perdrait même complétement sans doute, si la transformation pouvait s'exécuter tout entière. Bien entendu, que s'il se trouve en contact avec de l'air chargé d'acide carbonique, il passe en partie à l'état de carbonate, car ce dernier n'est point décomposable par la chaleur.

L'hydrate de potasse est soluble dans l'eau en toute proportion; l'eau qui en est chargée bout à une température plus élevée que l'eau pure et d'autant plus qu'elle en contient davantage.

1005. *Préparation*. Pour se procurer l'hydrate de potasse pur, le procédé qu'on emploie consiste à traiter le carbonate de potasse en dissolution, au moyen de la chaux. Celle-ci s'empare de l'acide carbonique, forme du carbonate de chaux insoluble, tandis que la potasse mise à nu reste en dissolution dans le liquide. Quoique cette préparation repose sur un genre de décomposition bien simple, elle exige néanmoins des soins particuliers, en raison de l'impureté habituelle du carbonate de potasse du commerce et de la difficulté qu'on éprouve à rendre la décomposition complète, ou bien à s'arrêter lorsqu'elle est terminée. Si elle ne l'était point, il resterait du carbonate de potasse non décomposé; dans le cas contraire la potasse

contiendrait un peu de chaux. On remédie à tous ces inconvéniens dans les laboratoires au moyen de la méthode que M. Berthollet mit le premier en usage ; mais dans les arts on a besoin d'une méthode plus économique qui sera décrite plus tard.

Supposons qu'on opère sur du carbonate de potasse pur. On l'obtient aisément au moyen d'une partie de bi-tartrate de potasse ou crême de tartre, et deux de nitrate de potasse, qu'on pulvérise séparément dans un mortier de fonte et qu'on mêle ensuite le mieux possible. D'un autre côté on chauffe au rouge une bassine en fonte et on y projette ce mélange par cuillerées. La matière prend feu, l'acide tartrique et l'acide nitrique se décomposent mutuellement; il en résulte de l'eau, de l'azote et de l'acide carbonique et probablement un peu d'oxide de carbone, d'hydrogène carboné, de protoxide d'azote et de deutoxide d'azote. Ces derniers produits ne se formeraient point si le mélange était bien intime et si les matières étaient en proportions convenables; mais il est utile d'employer un excès de bi-tartrate de potasse, afin d'éviter la formation de l'hypo-nitrite qui ne manquerait point d'avoir lieu. Toutes ces matières se dégagent à l'exception de l'acide carbonique, qui reste pour la plus grande partie en combinaison avec la potasse et forme du carbonate de potasse fixe. On retrouve ce sel dans la bassine sous forme de masse poreuse; il est ordinairement noirci par un peu de charbon, quand on emploie les proportions indiquées, et cette circonstance montre que la décomposition du nitrate a été complète.

M. Guibourt a fait à cet égard une observation importante. On voit que, dans la décomposition dont on vient de rendre compte, il y a du carbone et de l'azote mis à nu. Si au lieu de projeter ce mélange dans une bassine, on emploie un creuset de Hesse rouge, l'azote et le carbone se combinent, et l'on obtient, au lieu de carbonate pur, un mélange de cyanure de potassium et de carbonate de po-

tasse. On trouve l'explication de ces phénomènes dans une circonstance purement mécanique. Dans la bassine, les matières projetées à chaque fois, forment une couche mince, et les gaz qui se produisent sont lancés de suite hors du contact des matières. Lorsqu'on se sert d'un creuset, elles forment au contraire, une couche plus ou moins épaisse, que les gaz produits dans la partie inférieure sont obligés de traverser. L'azote, en passant sur le mélange de carbonate déjà produit et de charbon mis à nu, donne naissance au cyanure de potassium. Nous discuterons, à l'occasion des procédés employés pour obtenir le cyanure de potassium, cette théorie plus en détail.

1006. Lorsqu'on a formé du carbonate de potasse pur, il s'agit de lui enlever l'acide carbonique. A cet effet on prend une partie de ce sel, demi-partie de chaux vive et sept ou huit parties d'eau. On place la chaux dans la bassine de fer et l'on y jette peu à peu la quantité d'eau nécessaire pour l'éteindre. Lorsqu'elle est réduite en pâte fine on la soumet à quelques lavages par décantation pour lui enlever tous les sels solubles provenant des cendres du combustible employé pour calciner la chaux. Ces sels et surtout les chlorures ne pourraient plus être séparés de la potasse, une fois mêlés avec elle. Quand la bouillie de chaux est lavée et égouttée on verse sur celle-ci toute l'eau qu'on veut employer, on remue la matière avec une spatule de fer, et on ajoute le carbonate de potasse. On porte le mélange à la température de l'ébullition, et on a soin de le maintenir en cet état pendant quelques heures; mais comme la plus grande partie de l'eau serait emportée par l'évaporation, on la remplace par d'autre, à mesure. De temps en temps, on décante une petite portion de liqueur, et on y ajoute de l'eau de chaux. Tant que la matière essayée se trouble par cette addition, il faut continuer l'ébullition; lorsqu'elle ne blanchit plus, ou à peine, on peut l'arrêter.

Dans cette opération, l'eau transforme la chaux en hydrate et en dissout une partie. Le carbonate de potasse se dissout en entier, réagit de suite sur la chaux dissoute, et la transforme en carbonate de chaux insoluble qui se précipite; il est ensuite, peu à peu, décomposé par l'hydrate de chaux, qu'il fait passer en partie à l'état de carbonate insoluble, de telle sorte qu'à la fin de l'expérience, il ne reste que du protoxide de potassium en dissolution dans l'eau.

A la vérité, si l'eau de chaux trouble encore légèrement cette liqueur, ce qui arrive souvent, on doit en conclure que le carbonate de potasse n'a point été complétement décomposé et qu'il en reste une petite quantité mêlée au protoxide; mais on peut séparer ces deux matières par le moyen de l'alcool. On enlève d'abord la chaux en excès et le carbonate de chaux; pour cela, on jette le liquide sur une toile serrée et mouillée, fixée sur un carrelet. On remet sur la toile les premières portions qui sont troubles, et lorsque la liqueur passe limpide on laisse la filtration s'achever; on lave le résidu à l'eau bouillante pour dissoudre la potasse dont il est imprégné, et l'on met à part les eaux de lavage. La chaux et le carbonate de chaux restent sur la toile; la liqueur contient le protoxide de potassium, et un peu de carbonate de potasse, si la décomposition a été incomplète, ou bien le protoxide de potassium et un peu de chaux en dissolution, si elle a eu lieu complétement.

Dans tous les cas il faut évaporer le liquide; pour cela on place dans la bassine nettoyée les eaux de lavage les plus faibles, et on les fait bouillir à grand feu; on ajoute peu à peu les eaux de lavage les plus chargées, et enfin la liqueur filtrée la première. On économise du temps et du combustible en opérant de cette manière, car les eaux de lavage bouillent à un degré d'autant moins élevé qu'elles sont moins chargées de potasse, et l'on élèverait leur point d'ébullition à pure perte, si on commençait par les mêler au liquide de la première filtration.

1007. Il est impossible d'éviter l'absorption de l'acide carbonique contenu dans l'air, par la liqueur, pendant son évaporation. De manière qu'en définitive, il reste toujours un mélange de protoxide de potassium en grande quantité et d'un peu de carbonate de potasse. Ce dernier s'y trouve moins abondant lorsque l'évaporation a été prompte et l'ébullition vive, la formation continuelle des vapeurs préservant le liquide du contact de l'air.

Pour séparer le carbonate du protoxide, on arrête l'évaporation lorsque la matière est en consistance sirupeuse. On la laisse refroidir, et lorsqu'elle est parvenue à 50° ou 60° c. on verse dessus, peu à peu, trois ou quatre fois son poids d'alcool, à 33° environ. On l'agite en même temps, avec une spatule de fer et on introduit le mélange dans des flacons de verre longs et étroits, où on l'agite de nouveau pour que le contact soit bien parfait. On abandonne les vases à eux-mêmes jusqu'au lendemain, et on trouve alors qu'il s'est formé deux couches. La plus élevée n'est autre chose qu'une dissolution alcoolique de protoxide de potassium; l'inférieure consiste en une dissolution aqueuse de carbonate de potasse, et des autres sels que le tartrate et le nitrate employés pourraient contenir. Quelquefois ces sels se déposent sous forme pulvérulente; c'est lorsque l'alcool est concentré ou que l'évaporation a enlevé presque toute l'eau.

Dans tous les cas, il faut décanter la solution alcoolique, et l'on y parvient au moyen d'un siphon rempli d'alcool. Le liquide ainsi obtenu, est parfaitement clair; sa couleur est rougeâtre. On le place dans une cornue de verre remplie aux trois quarts et munie d'une allonge et d'un ballon tubulé plongeant dans de l'eau froide. Mieux vaut encore adapter le bec de la cornue à celui d'un serpentin. On élève la température de la cornue, et on entretient le feu, jusqu'à ce qu'on ait retiré les trois quarts de l'alcool par la distillation. Il faut arrêter l'opé-

ration à ce point ; car la solution de protoxide de potassium pourrait, au-delà ce terme, attaquer fortement le verre. L'alcool qu'on recueille est plus concentré que celui qu'on a employé. L'eau qu'il contenait a été retenue par la potasse. Le résidu est donc une solution de ce corps dans de l'alcool très-affaibli. On le verse encore chaud dans une bassine d'argent, et on continue l'évaporation jusqu'à ce que la matière, très-chaude et presque rouge, soit en fusion tranquille. On la coule alors dans une bassine en cuivre étamée, bien sèche et bien propre. Elle se fige par le refroidissement; on la brise en morceaux d'un pouce de largeur environ, et on l'enferme encore chaude dans des flacons de verre à large goulot, bouchés à l'éméri, ou dans des flacons ordinaires qu'on goudronne avec soin pour préserver la potasse du contact de l'air.

1008. Le produit ainsi préparé, est l'hydrate de protoxide de potassium le plus pur qu'on ait obtenu. Il ne contient en effet que quelques traces de carbonate provenant de l'acide carbonique de l'air, et quelquefois des quantités très-faibles d'oxide de cuivre ou d'argent provenant de la bassine. On désigne ce corps ainsi préparé sous le nom de *potasse à l'alcool*.

1009. Lorsqu'au lieu de traiter la solution aqueuse par l'alcool, on l'évapore entièrement jusqu'à ce qu'elle arrive à la fusion ignée, on obtient une matière moins pure, mais assez riche en *hydrate de potasse* pour que son emploi suffise dans beaucoup de cas, et particulièrement en médecine. On coule ce produit comme le précédent; on le conserve de même, et on le désigne le plus souvent sous le nom de *potasse à la chaux*. Cette espèce de potasse contient plus ou moins de carbonate. On y rencontre en outre des chlorures de sodium ou de potassium. Lorsqu'au lieu de faire usage de carbonate préparé par la combustion du nitrate et du tartrate de potasse, on fait usage de carbonate de potasse du commerce, ce-

lui-ci est ordinairement très-impur, et les sels solubles qu'il renferme se retrouvent en totalité ou en partie dans la potasse à la chaux qu'on obtient; c'est le cas des chlorures; c'est celui des sulfates. Mais en traitant cette dernière par l'alcool, on peut se procurer de l'hydrate de potasse assez pur. Toutefois le procédé ci-dessus est plus économique et plus sûr.

1110. *Composition.* L'hydrate de potasse chauffé au rouge contient toujours la même quantité d'eau. Il est formé de

1 at. protoxide de potassium	=	587,915
2 at. eau	=	112,480
1 at. hydrate	=	700,395

Mais on peut avoir un hydrate solide bien plus riche en eau; tel est même en général, l'état de la potasse à l'alcool et surtout celui de la potasse à la chaux, parce qu'on a soin d'arrêter l'évaporation, dès que la matière se prend en masse bien solide par le refroidissement.

1011. Si après avoir dissous dans l'eau ou l'alcool une certaine quantité de potasse, on évapore la dissolution en consistance sirupeuse et on l'abandonne à elle-même, elle cristallise ordinairement par le refroidissement et le repos. Ces cristaux sont formés de protoxide de potassium et d'eau, et renferment bien plus d'eau que l'hydrate décrit précédemment. Ils se présentent sous la forme de longs prismes, transparens ou légèrement opaques.

1012. *Usages.* L'hydrate de potasse solide est employé en médecine pour cautériser la peau. C'est la pierre à cautère. Liquide, il est d'un emploi très-fréquent dans les arts pour former les lessives. Nous y reviendrons à l'occasion du blanchiment.

Chlorure de potassium.

1013. Ce corps était connu anciennement sous les noms de *sel fébrifuge*, *sel digestif de Sylvius*, *sel marin régénéré*, *muriate de potasse.*

On peut le former aisément de toutes pièces ; car le potassium prend feu, lorsqu'on l'introduit dans le chlore sec ; il absorbe ce gaz avec rapidité et se transforme en chlorure. Le même composé se reproduit dans une foule de circonstances. On peut l'obtenir en décomposant le carbonate de potasse en dissolution par l'acide hydrochlorique. L'acide carbonique se dégage, l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de l'oxide forment de l'eau, le chlore et le métal s'unissent pour donner naissance au chlorure de potassium.

Ce composé est blanc, d'une saveur piquante, mais un peu amère ; il cristallise en cubes ou en parallèlipipèdes rectangles. Sa solution dans l'eau déterminée avec soin par M. Gay-Lussac, est exactement proportionnelle à la température entre 0° et 110° c.

100 parties d'eau en dissolvent	29,2 à	0° c.
Id.	34,5 à	19°,3
Id.	43,6 à	52°,4
Id.	50,9 à	79°,6
Id.	59,3 à	109°,6

En se dissolvant dans l'eau, ce corps produit un abaissement remarquable de température. En effet, 50 grammes de ce chlorure bien pulvérisé, qu'on mêle à 200 grammes d'eau dans un vase de verre de 320 centim. cubes de capacité et du poids, de 185 gr., produisent un abaissement de 11°,4 c. (Gay-Lussac).

Il ne se dissout pas dans l'alcool. Sa densité est de 1,836.

Ce sel est employé par les salpêtriers. Il est formé de

1 at. potassium	=	487,915
2 at. chlore.	=	442,64
1 at. chlorure	=	930,555

Bromure de potassium.

1014. Ce corps est sans couleur et sans odeur. Il cristallise en cubes ou en parallélipipèdes rectangulaires. Sa saveur est piquante. Il décrépite au feu d'abord, puis éprouve la fusion ignée sans s'altérer.

L'eau le dissout avec un abaissement sensible de température. Elle en dissout plus à chaud qu'à froid.

On l'obtient en combinant directement le potassium et le brôme, en décomposant l'acide hydrobromique par le potassium, ou bien, ce qui est plus économique, en faisant réagir l'acide hydrobromique sur le carbonate de potasse. On peut encore le produire en décomposant le bromure de fer dissous, par le carbonate de potasse.

On commence à l'employer en médecine contre les maladies scrophuleuses.

Il est formé de

1 at. potassium	=	487,915
2 at. brome	=	932,80
1 at. bromure de potassium	=	1420,715

Iodure de potassium.

1015. *Propriétés.* Le potassium prend feu dans la vapeur d'iode comme dans le chlore; il en résulte un iodure de potassium. Ce corps est blanc, fusible à une température au-dessous du rouge, volatil, inaltérable à l'air sec, même à cette température. Lorsqu'il a été fondu et qu'on le laisse refroidir, il se solidifie et prend une texture et un éclat nacré. Dissous dans l'eau, il fournit une solution qui présente une légère alcalinité, et qui, évaporée à un feu doux, fournit des cristaux cubiques, quelquefois d'un volume considérable.

On l'obtient aussi en octaèdres et en trémies plus ou moins évasées. Ces cristaux sont en général opaques, d'un blanc laiteux, contiennent de l'eau interposée, et décrépitent par l'action de la chaleur. Quelquefois cependant on obtient, si la cristallisation est très-lente, des cristaux transparents, privés d'eau interposée et ne décrépitant pas. Ils se présentent sous la forme de longs prismes quadrangulaires ou en prismes courts terminés par une pyramide à quatre faces.

Ces cristaux absorbent l'humidité de l'air à 85° de l'hygr. de Saussure et au-dessus. Ce sel est donc très-soluble dans l'eau, et en effet 100 parties de ce liquide à 18°, en dissolvent 143 parties; à 16° c. elles n'en prennent que 141 parties, et à 12°,5 seulement 136. Une dissolution saturée bout à 120° c., et 100 parties d'eau à cette température dissolvent 221 parties d'iodure. Il se produit beaucoup de froid au moment de la dissolution. L'abaissement de température va quelquefois jusqu'à 24° c. au-dessous du point de départ. Ce corps est moins soluble dans l'alcool; 1 partie exige 5 à 6 parties d'alcool, d'une densité de 0,85 à la température de 12°,5 c., pour se dissoudre et 30 ou 40 d'alcool absolu dans les mêmes circonstances. Quelle que soit la densité de l'alcool, il en dissout plus à chaud qu'à froid, et par le refroidissement l'iodure se dépose en aiguilles.

1016. *Usages*. Cet iodure est employé en médecine pour le traitement des goîtres et des engorgemens glanduleux, soit en dissolution dans l'eau, soit incorporé dans une pommade qui s'applique par des frictions sur les parties affectées.

1017. *Préparation*. On peut le préparer par une foule de procédés : 1° par l'action de l'acide hydriodique sur la potasse ou sur le carbonate de potasse en dissolution; 2° par l'action de l'iode sur la potasse en dissolution concentrée; 3° par la décomposition de l'iodure de zinc ou de fer en dis-

solution au moyen du carbonate de potasse; 4° par l'action de l'iode sur le sulfure de potassium dissous dans l'eau.

Le premier procédé s'exécute au moyen de l'acide hydriodique obtenu par l'action de l'hydrogène sulfuré sur l'iode, et d'une solution de potasse ou de carbonate de potasse pur. Le second n'offre pas plus de difficulté. On prépare une solution concentrée de potasse à l'alcool, on ajoute peu à peu de l'iode, en agitant à chaque fois, jusqu'à ce que le liquide acquière une couleur brune, légère et permanente, indice de la présence d'un peu d'iode en excès. On abandonne la liqueur à elle-même pendant quelques heures. On sépare, par décantation, l'iodure de potassium dissous, de l'iodate de potasse précipité; on ajoute quelques gouttes de potasse pour décolorer le liquide, et on évapore celui-ci à un feu très-doux, si on veut obtenir des cristaux.

Le troisième procédé est fondé sur la facilité avec laquelle l'iode attaque le fer par l'intermède de l'eau. On pourrait substituer le zinc au fer; mais il serait dangereux de le faire quand on veut préparer l'iodure pour l'emploi médical, à cause de la difficulté qu'on éprouve à précipiter le zinc tout entier. Si l'on fait usage du fer, il faut prendre 1 partie d'iode et 3 ou 4 d'eau, qu'on introduit dans un matras. On ajoute ensuite par fractions, à la température ordinaire, 1/2 partie de limaille de fer pure. La combinaison s'opère à l'instant, avec dégagement de chaleur. L'iode se transforme en iodure de fer soluble; mais comme cet iodure est capable de dissoudre de l'iode, il faut avoir soin d'ajouter un excès de fer, de chauffer légèrement le matras lorsque l'action paraît terminée, et de l'agiter de temps en temps jusqu'à ce qu'il ait perdu sa couleur brune. On décante alors le liquide, on lave le résidu, on réunit les eaux de lavage à la partie décantée, et on chauffe le tout à 80° c. environ. On met alors une petite portion de liquide à part, et on

sature la masse avec une solution de carbonate de potasse. Le fer s'empare de l'oxigène de la potasse et de l'acide carbonique; il en résulte du carbonate de fer insoluble qui se précipite. Le potassium et l'iode donnent naissance à de l'iodure de potassium. On conçoit qu'il est nécessaire de ne pas mettre de carbonate de potasse en excès et d'en mettre pourtant une quantité suffisante; on y parvient en tâtonnant et en rajoutant vers la fin de la saturation, par petites parties, lorsqu'on se trouve avoir dépassé la quantité de carbonate de potasse nécessaire, la portion d'iodure de fer dissous qu'on a mise de côté. On sépare le carbonate de fer insoluble au moyen du filtre, et on évapore le liquide, après avoir essayé toutefois s'il n'est pas troublé par l'hydrogène sulfuré. S'il l'était, on en ferait passer jusqu'à ce que la liqueur ne fût plus troublée, et on procéderait à l'évaporation. Il est rare que les cristaux soient blancs du premier coup; mais on parvient à les obtenir ainsi, en les desséchant fortement au feu, jusqu'à ce qu'ils soient réduits en poussière par la décrépitation, et en les dissolvant et faisant cristalliser de nouveau.

Le quatrième procédé est fondé sur la propriété que possède l'iode de déplacer le soufre de ses combinaisons avec les métaux. On prend pour l'exécuter une quantité quelconque d'iode, on la délaie dans 5 ou 6 parties d'eau, puis on y ajoute peu à peu du sulfure de potassium en dissolution dans l'eau. Le soufre se dépose et l'iodure de potassium reste en dissolution. Il faut arrêter l'opération lorsque le précipité, qui d'abord est d'un brun rougeâtre, prend une teinte d'un blanc sale. Il est facile de voir qu'on n'obtient de l'iodure neutre qu'autant qu'on emploie du sulfure de potassium neutre. Si l'on faisait usage d'hydrosulfate de sulfure de potassium, on obtiendrait un mélange d'acide hydriodique et d'iodure de potassium. Il faudrait alors saturer par le carbonate de potasse l'excès d'acide hydriodique. Dans tous les cas, on sépare le soufre, qui est en

filamens ou en grumeaux, au moyen du filtre, et on évapore le liquide.

Dans tous ces procédés, 100 parties d'iode doivent fournir 130 ou 132 d'iodure de potassium sec. Je me suis souvent assuré qu'il en est ainsi, et ce résultat s'accorde avec la composition de l'iodure de potassium qui consiste en :

1 at. potassium	= 487,91	ou bien	23,74
2 at. iode	= 1566,70		76,26
1 at. iodure	= 2054,61		200,00

Poly-iodures de potassium.

1018. Ainsi que tous les iodures solubles, l'iodure de potassium peut dissoudre une grande quantité d'iode. Lorsqu'on prend, par exemple, 1 partie d'iodure et 2 d'eau, la dissolution peut se charger d'une quantité d'iode deux fois plus grande que celle que l'iodure contient lui-même. Mais si l'on étend d'eau, la moitié de l'iode se dépose en aiguilles, et il reste une dissolution dans laquelle on ne trouve qu'une quantité d'iode égale à celle de l'iodure. Ce serait cette espèce de dissolution qui se formerait, si on employait de l'iodure de potassium étendu d'eau et un excès d'iode. Ces liquides, peu étudiés, sont employés en médecine sous le nom d'*hydriodate de potasse ioduré*. On pourrait considérer le dernier comme un bi-iodure de potassium, et le premier comme un tri-iodure; mais ce sujet demande à être examiné plus attentivement.

Fluorure de potassium.

1019. L'acide hydrofluorique est décomposé par le potassium avec une grande énergie à la température ordinaire; et comme l'acide concentré bout lui-même à une température basse, que la réaction donne naissance à une grande quantité de calorique et qu'il se dégage du gaz hydrogène, la production subite de la vapeur et du gaz rendent l'expérience dangereuse, si l'on opère sur une quantité consi-

dérable de potassium et d'acide. Il est plus commode et plus sûr de placer un fragment de potassium dans un réservoir de cuivre, de faire arriver dans celui-ci le courant d'acide hydrofluorique et de recueillir le gaz hydrogène à la manière ordinaire. Toutefois, ce n'est pas ainsi qu'on se procure le fluorure de potassium. Le procédé le plus simple consiste à saturer l'acide hydrofluorique au moyen du carbonate de potasse, en ayant soin de laisser un petit excès d'acide. L'acide carbonique se dégage; le fluorure de potassium reste dissous; on évapore le liquide, et on obtient ce corps sous forme de cristaux, si l'évaporation est lente, et qu'elle s'opère dans un vase plat à la température de 35 ou 40° C. Ces cristaux sont cubiques ou en prismes droits, carrés, avec des croix en diagonale à leurs extrémités, ou des trémies en escalier, à la manière du sel commun. Ce sel est déliquescent, très-alcalin, et sa dissolution, neutralisée au moyen du vinaigre, devient très-acide lorsqu'on l'étend d'eau. Il est formé de :

1 at. potassium	= 487,91	ou bien	67,60
2 at. fluor	= 233,80		32,40
	721,71		100,00

1020. On peut employer ce corps pour la gravure sur verre. En effet, à l'état de dissolution, il attaque le verre au bout d'un ou deux jours. Dans ce cas, si l'on emploie 3 atomes de fluorure de potassium, il en résulte un nouveau sel formé de 2 atomes de fluorure de silicium et de 1 atome de fluorure de potassium. L'oxigène de la silice a servi à oxider le potassium, et le silicium s'est uni au fluor. La perte qu'on éprouve dans ce genre de travail serait donc d'un tiers de l'effet utile que pourrait produire l'acide hydrofluorique réel; mais elle se trouve compensée par les pertes inévitables qui accompagnent les procédés ordinaires.

Hydrofluate de fluorure de potassium.

1021. Outre le fluorure, il existe un autre composé qui renferme deux fois plus de fluor, pour la même quantité de potassium. On se fait une idée fort nette de cette combinaison, en la considérant comme un hydrofluate de fluorure de potassium. Ce sel a une tendance à cristalliser en cubes; il est très-soluble dans l'eau. La chaleur lui enlève tout l'acide hydrofluorique et le transforme en fluorure de potassium ordinaire. Il s'obtient en mêlant de la potasse à l'acide pur, en quantité insuffisante pour le saturer. Par l'évaporation ce sel cristallise.

Sulfures de potassium.

1022. D'après M. Berzélius, il n'existe pas moins de sept combinaisons de soufre et de potassium; peut-être même faut-il en compter jusqu'à huit, sans y comprendre l'hydrosulfate de sulfure de potassium qui doit être classé à part. Nous allons donner ici l'énumération des sulfures qui composent cette curieuse série; nous en donnerons ensuite les principaux caractères.

1° — Sulfure = { 1 at. potassium
1 at. soufre.

C'est celui qui se forme quand on enlève l'oxigène au sulfate de potasse.

2° — Bisulfure = { 1 at. potassium
2 at. soufre.

Il se produit quand on décompose le carbonate de potasse au moyen du soufre, *à une température rouge, le carbonate étant en excès.*

3° — Trisulfure = { 1 at. potassium
3 at. soufre.

Il se produit comme le précédent au moyen du carbo-

nate de potasse et du soufre; mais la température doit être maintenue *au-dessous du rouge, le carbonate étant en excès.*

4° — 3,5 Sulfure = { 2 at. potassium / 3,5 at. soufre } = { 1 at. potassium / 2 at. soufre — 1 at. potassium / 5 at. soufre.

C'est un composé de deux sulfures, qui s'obtient en réduisant le sulfate de potasse par l'hydrogène sulfuré.

5° — Quadrisulfure = { 1 at. potassium / 4 at. soufre.

S'obtient par l'action du sulfure de carbone sur le sulfate de potasse.

6° — 4,5 Sulfure = { 2 at. potassium / 9 at. soufre } = { 1 at. potassium / 4 at. soufre — 1 at. potassium / 5 at. soufre.

C'est encore un sulfure salin, qui se prépare en chauffant du quadrisulfure et du soufre en excès, et soumettant le tout à un courant de gaz non oxidant, pour faciliter la volatilisation du soufre non combiné.

7° — Quintisulfure = { 1 at. potassium / 5 at. soufre.

C'est avec le second et le troisième, l'un des composés qui sont confondus sous le nom de *foie de soufre*. Celui-ci s'obtient encore par le carbonate de potasse et le soufre, *la température étant élevée et le soufre en excès.*

8° — Persulfure = { 1 at. potassium / 5 at. soufre + une quantité inconnue.

Se produit quand on fait bouillir la potasse caustique et le soufre en excès. La liqueur, par le refroidissement, laisse déposer beaucoup de soufre, et il reste du quintisulfure dissous.

1023. Enfin, et hors de la série, vient pour dernier produit :

L'hydrosulfate de sulfure de potassium =	1 at. sulfure de potassium	=	1 at. potassium 1 at. soufre
	2 at. acide hydrosulfurique	=	1 at. soufre 2 at. hydrogène.

L'hydrosulfate de sulfure de potassium s'obtient en traitant l'acide hydrosulfurique par le potassium, ou par le sulfure de potassium, ou bien par la potasse ou le carbonate de potasse; ce qui revient au même, puisque d'un côté, le potassium est d'abord transformé en sulfure par l'hydrogène sulfuré, et qu'il en est de même de la potasse et du carbonate de potasse. Ainsi, la réaction se trouve ramenée à celle du sulfure de potassium sur l'acide hydrosulfurique.

1024. Parmi tous ces sulfures, il en est dont l'existence est incontestable : ce sont le sulfure, le bi-sulfure et le quintisulfure. Les autres peuvent laisser quelques doutes, et l'on a lieu de croire qu'ils sont à l'état salin, comme le sont évidemment, le quatrième et le sixième de la série. Les motifs qui portent à considérer ces trois sulfures comme des combinaisons simples sont faciles à saisir. Le sulfure correspond à la potasse, le trisulfure au peroxide de potassium, le quintisulfure à l'hydrure de soufre; ainsi, pour ces trois corps, une analogie nette indique un état de combinaison simple. Rien de pareil ne se manifeste dans les réactions qui appartiennent aux autres.

Sulfure de potassium.

1025. Ce sulfure est formé de :

1 at. potassium	=	487,915 ou bien	70,89
1 at. soufre	=	201,160	29,11
1 at. sulfure	=	689,075	100,00

Il se forme quand on chauffe au rouge le sulfate de po-

tasse dans un courant de gaz hydrogène, ou bien quand on chauffe au rouge blanc un mélange intime de sulfate de potasse et de charbon. Il est difficile de l'obtenir pur; car, dans le premier cas, il reste mêlé de sulfate non décomposé ou de divers produits dus au vase dans lequel se fait l'expérience, le verre et tous les métaux étant attaqués; dans le second cas, il contient ou du sulfate ou du charbon en excès.

Il est d'une belle couleur de cinabre pâle; sa cassure est cristalline; il se fonce en couleur quand on le chauffe, et devient alors noir et opaque. Froid, il présente en lames minces, une transparence complète; la chaleur ne l'altère pas. Chauffé dans l'air, il s'allume par places et se transforme en sulfate de potasse; mais il est difficile de rendre cette réaction complète, le sulfate formé préservant le sulfure de l'action de l'air.

Il se dissout facilement dans l'eau sans produire de chaleur; il se dissout aussi fort bien dans l'alcool, sans que le mélange s'échauffe non plus. Ces dissolutions sont incolores. Les acides les décomposent et en dégagent de l'hydrogène sulfuré, sans précipitation de soufre.

Sa dissolution absorbe peu à peu l'oxigène de l'air et se transforme ainsi en polysulfure, puis en hyposulfite.

Bisulfure de potassium.

1026. Le bisulfure de potassium est composé de :

1 at. potassium	= 487,91	ou bien	54,82
2 at. soufre	= 402,32		45,18
1 at. bisulfure	= 890,23		100,00

On l'obtient en fondant le carbonate de potasse avec la moitié de son poids de soufre, à une température incandescente. Tout le carbonate de potasse est décomposé; l'acide carbonique se dégage en entier, et il reste un ré-

sidu formé de sulfate de potasse et de bisulfure de potassium. Voici le calcul de la réaction.

Atomes employés.		*Atomes produits.*	
4 at. carb. de potasse	= 3452,92	8 at. acide carbon.	= 1101,28
7 at. soufre	= 1408,12	1 at. sulfate	= 1089,07
	4861,04	3 at. bisulfure	= 2670,69
			4861,04

Trisulfure de potassium.

1027. Il se compose de :

1 at. potassium	= 487,91	ou bien	44,72
3 at. soufre	= 603,48		55,28
1 at. trisulfure	= 1091,39		100,00

On l'obtient, en fondant le carbonate de potasse avec les deux tiers de son poids de soufre, et portant la température au rouge obscur seulement. La combinaison est faite dès que la matière est bien liquide et qu'il ne s'en dégage plus de gaz. Toutefois, quand le carbonate de potasse est en excès, il n'est pas entièrement décomposé dans cette opération. Une partie reste intacte, et si l'on élevait davantage la température, elle prendrait un atome de soufre au trisulfure qu'elle ferait passer à l'état de bisulfure, en y arrivant elle-même.

Voici le calcul de la réaction, déduction faite de l'excès variable de carbonate de potasse :

Atomes employés.		*Atomes obtenus.*	
4 at. carb. de potasse	= 3452,92	8 at. acide carb.	= 1101,28
10 at. soufre	= 2011,60	1 at. sulfate	= 1089,07
	5464,52	2 at. trisulfure	= 3274,17
			5464,52

3 1/2 *Sulfure de potassium.*

1028. Il est formé de :

1 at. potassium =	487,91	ou bien	40,93
3 1/2 at. soufre =	704,04		59,07
1 at.—3 1/2 sulf.=	1191,95		100,00

Il se forme quand on réduit le sulfate de potasse par l'hydrogène sulfuré. On devrait dans ce cas obtenir du quintisulfure, car on a en effet,

Atomes employés.		*Atomes produits.*
1 at. sulfate =	1 at. métal 1 at. soufre 4 at. oxigène	8 at. eau 1 at. quintisulfure.
8 at. hydr. sulf. =	4 at. soufre 8 at. hydrogène.	

Or, en pareil cas, il arrive au contraire que l'on obtient :

8 at. eau
1 at. 3 1/2 sulfure
1 1/2 at. soufre qui se dégage.

Ainsi, l'existence d'un tel sulfure ne peut guère être révoquée en doute, et sa composition s'établit aisément en le regardant comme un sulfure salin composé de :

1 at. bisulfure
1 at. quintisulfure.

Le 3 1/2 sulfure de potassium est solide, d'un rouge vineux et tout-à-fait transparent. Il se dissout aisément dans l'eau, qu'il colore en jaune clair.

A froid, les acides en précipitent une poudre blanche sans dégagement de gaz ; mais si la liqueur s'échauffe, on obtient du soufre et de l'hydrogène sulfuré, en sorte que la poudre blanche doit être un sulfure d'hydrogène oléagineux, dans un état de division extrême.

Quadrisulfure de potassium.

1029. Il se compose de :

1 at. potassium	= 487,91	ou bien	37,75
4 at. soufre	= 804,64		62,25
1 at. quadrisulfure	= 1292,55		100,00

On l'obtient en réduisant au rouge le sulfate de potasse par le sulfure de carbone. Si tout était employé, l'on aurait alors :

Atomes employés.	*Atomes produits.*
1 at. sulfate de potasse	4 at. acide carbonique
4 at. sulfure de carbone	1 at. quintisulfure.

Il devrait donc se former alors du quintisulfure ; mais il paraît qu'à la faveur du courant de vapeur, un atome de soufre se volatilise. Pour admettre définitivement le quadrisulfure, il faudrait démontrer que la portion de soufre volatilisée ainsi n'augmente pas avec la température ou la rapidité du courant, de manière à ramener le composé à l'état de trisulfure. En tout cas, la manière la plus simple d'envisager le phénomène consiste à dire, que la réaction précitée produit du quintisulfure, qui passe à l'état de quadrisulfure par la chaleur et sous l'influence du courant de gaz qui se forme au contact de chaque molécule.

On peut l'obtenir d'une autre manière qui n'est pas plus propre à mettre son existence hors de doute. Elle consiste à faire passer un courant de gaz hydrogène sulfuré sur le mélange de quintisulfure de potassium et de sulfate de potasse qu'on va trouver décrit plus bas. Ce mélange est composé d'un atome de sulfate pour trois de quintisulfure, ce qui devrait encore donner du quintisulfure. En effet l'on a :

Atomes employés.	*Atomes produits.*
1 at. sulfate de potasse	8 at. eau
8 at. hydrog. sulfuré	4 at. quintisulfure
3 at. quintisulfure.	

Ainsi donc, comme, dans le cas précédent, il se formerait du quintisulfure, si, sous l'influence d'un courant de vapeur ou de gaz, le quintisulfure ne perdait pas un atome de son soufre, à une température rouge.

1030. Il faut remarquer pourtant que le quintisulfure lui-même, chauffé dans un courant d'hydrogène sulfuré, ne perd qu'un demi-atome de soufre, ce qui semble indiquer dans ces expériences un effet résultant de l'action chimique exercée, et par conséquent, un effet capable de produire des composés définis.

Comme nous ne retrouverons plus de sulfures aussi compliqués, nous ferons observer encore que, dans le traitement du quintisulfure mêlé de sulfate par l'hydrogène sulfuré, le résultat final est assez bien représenté par l'action de ce gaz sur chacun des composés pris isolément. En effet,

1 at. sulfate donnerait	1 at. 3 1/2 sulfure
3 at. quintisulfure donneraient	3 at. 4 1/2 sulfure.

Les deux sulfures ainsi obtenus contiendraient donc en tout 4 at. potassium et 17 at. de soufre, ou bien 1 at. potassium et 4 1/4 de soufre, mélange qui se rapproche beaucoup du quadrisulfure lui-même, mais pas assez pourtant, eu égard à l'analyse que Berzélius a faite de ce composé.

Le quadrisulfure de potassium est d'un rouge orange sale. Il est transparent tant qu'il est liquide, mais par le refroidissement il devient opaque.

4 1/2 *Sulfure de potassium.*

1031. Il est formé de :

1 at. potassium	=	487,91 ou bien	35,02
4 1/2 at. soufre	=	905,20	64,98
7 at. — 4 1/2 sulfure	=	1393,11	100,00

Ce composé s'obtient, en soumettant un mélange de quadrisulfure et de soufre en excès à l'action de la chaleur, sous l'influence d'un courant d'hydrogène sulfuré. Il est évident que le quintisulfure pur donnerait le même résult.

Quintisulfure de potassium.

1032. Il est composé de :

1 at. potassium	=	487,915 ou bien	32,67
5 at. soufre	=	1005,800	67,33
1 at. quintisulfure	=	1493,715	100,00

On l'obtient en soumettant à une fusion prolongée une partie de carbonate de potasse avec 1 1/2 partie de soufre environ. L'acide carbonique et l'excès du soufre sont chassés, et il reste pour résidu un mélange de sulfate et de quintisulfure de potassium. Le sulfate n'est pas répandu dans la masse d'une manière homogène, il se sépare du sulfure pendant la fusion, et le rend, par places, pâteux et gruneleux. Voici le calcul de la réaction :

Atomes employés.		*Atomes produits.*	
4 at. carb. de potasse	=3452,92	8 at. acide carbon.	=1101,28
16 at. soufre	=3218,56	1 at. sulfate	=1089,07
	6671,48	3 at. quintisulfure	=4481,13
			6671,48

Les acides et particulièrement l'acide hydrochlorique en séparent de l'hydrure de soufre pur. M. Thénard a

fait sur ce corps une expérience remarquable. En le soumettant à l'action de l'hydrogène sulfuré, celui-ci a été absorbé, la liqueur s'est décolorée et il s'est précipité du soufre. Ce fait réclame un nouvel examen et promet beaucoup de lumière sur la théorie de ces combinaisons si compliquées.

Persulfure de potassium.

1033. En admettant les nombreux sulfures qui précèdent, il devient difficile de confondre avec aucun d'eux, celui qui se forme quand on fait bouillir une dissolution concentrée de potasse avec un excès de soufre. Tant que la liqueur est chaude, elle retient plus de soufre qu'elle n'en peut conserver à froid. Il se forme probablement ainsi le sulfure particulier que Berzélius a observé accidentellement dans quelques-unes de ses expériences. Ce sulfure, traité par l'eau froide, donnait un dépôt de soufre et une dissolution de quintisulfure.

Hydrosulfate de sulfure de potassium.

1034. Il est formé de :

1 at. sulfure de potassium	= 689,07	ou bien	76,39
2 at. acide hydrosulfurique	= 213,64		23,61
1 at. hydros. de sulfure	= 902,71		100,00

On l'obtient en décomposant le gaz hydrogène sulfuré par le potassium (127), ou bien en traitant le carbonate de potasse sec par l'hydrogène sulfuré, et, en général, par tous les moyens qui amènent au contact l'hydrogène sulfuré et le sulfure de potassium. Si l'on opère à froid, il faut que la matière employée soit dissoute dans l'eau; si l'on veut éviter l'emploi de ce liquide, il faut élever la température.

Ce produit peut donc se préparer par l'un des quatre

procédés suivans : 1° l'action du potassium à chaud sur le gaz hydrogène sulfuré sec dans une cloche courbe ; 2° l'action du carbonate de potasse sec et rouge sur l'hydrogène sulfuré ; 3° l'action de la potasse en dissolution sur l'hydrogène sulfuré ; 4° l'action du carbonate, ou même du bicarbonate de potasse en dissolution sur le gaz hydrogène sulfuré. Le dernier procédé est celui qu'on emploie dans les laboratoires pour se procurer le sel liquide ; pour l'obtenir sec, il faudrait faire usage du second.

1035. Pour obtenir l'hydrosulfate de sulfure de potassium sec, on met donc du carbonate de potasse dans un ballon de verre que l'on chauffe au rouge brun, en y dirigeant un courant de gaz hydrogène sulfuré. La matière se boursoufle, il se dégage de l'eau et de l'acide carbonique. Au bout de quelque temps, sa fusion devient tranquille, l'eau et l'acide carbonique ne se dégagent plus, et l'expérience est terminée.

En se refroidissant, l'hydrosulfate de sulfure de potassium se prend en masse cristalline, formée de larges feuillets brillans. Il a une couleur d'un jaune citron pâle qu'il communique à l'eau dans laquelle on le dissout. Il est très-déliquescent.

Pour l'obtenir liquide, on dissout de la potasse ou du carbonate de potasse dans l'eau, et on y fait passer un courant de gaz hydrogène sulfuré pendant long-temps. On fait ensuite bouillir la liqueur pour expulser tout l'hydrogène sulfuré qui se trouve dans l'eau ; on peut même, pour en faciliter le dégagement, faire passer du gaz hydrogène dans la liqueur pendant qu'elle bout. Il reste une dissolution pure d'hydrosulfate de sulfure de potassium.

Quand on admet que les sulfures décomposent l'eau en s'y dissolvant, l'hydrosulfate de sulfure de potassium doit prendre le nom de bi-hydrosulfate quand il est dissous dans l'eau, quoiqu'il doive conserver son premier nom, tant qu'il est solide.

1036. Quand on concentre convenablement les dissolutions d'hydrosulfate de sulfure de potassium, ce corps cristallise en prismes à quatre ou six pans terminés par des pyramides à quatre ou six faces.

La saveur de ce corps est âcre et amère. Il attire l'humidité de l'air et en absorbe en même temps l'oxigène. Il passe ainsi d'abord à l'état de polysulfure, puis à l'état d'hyposulfite. Il est très-soluble dans l'eau et produit du froid en se dissolvant. L'alcool le dissout en produisant de même du froid. Les acides le décomposent avec dégagement d'hydrogène sulfuré, sans précipitation de soufre.

Ce corps dissout le soufre et les sulfures acides en perdant son hydrogène sulfuré. Dans le premier cas il se forme un polysulfure de potassium et dans le second un sulfure double.

Chauffé au contact de l'air, il se transforme en eau, gaz sulfureux et sulfate de potasse.

Pyrophore.

1037. C'est encore un sulfure de potassium et certainement un polysulfure pur ou combiné avec de la potasse, mais dont le degré de sulfuration n'est point connu.

Les anciens chimistes l'obtenaient en chauffant l'alun à base de potasse, avec du sucre, du miel ou de l'amidon. Mais Descotil en avait préparé au moyen du sulfate de potasse seul, et, dans ces derniers temps, M. Gay-Lussac a fait voir quelles étaient les conditions nécessaires au succès de l'expérience.

Comme l'emploi d'une matière végétale hydrogénée rend ces résultats compliqués, M. Gay-Lussac a préféré se servir de noir de fumée. Un mélange d'alun à base de potasse et de noir de fumée chauffé dans une cornue de grès munie d'un tube plongeant dans le mercure, a donné d'abord

de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique à volumes égaux, à peu près. Plus tard on avait de l'acide carbonique pur, ensuite des mélanges de ce gaz avec l'oxide de carbone dans lesquels celui-ci a fini par dominer.

En même temps il s'est dégagé des traces d'acide hydrosulfurique et de soufre.

Cette expérience est facile à comprendre. Le charbon décompose d'abord le sulfate d'alumine, en alumine qui reste, et en gaz sulfureux et carbonique qui se dégagent. Il détruit ensuite le sulfate de potasse, et fournit ainsi du sulfure de potassium qui reste, et de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone qui se dégagent. Mais tout le soufre du sulfate d'alumine ne s'est pas dégagé, car la décomposition de l'acide sulfurique par le charbon, donnerait 1 volume d'acide carbonique pour 2 volumes d'acide sulfureux. Comme ces gaz ont été obtenus à volumes égaux, il faut en conclure qu'une partie du soufre est restée dans le résidu, et que l'oxigène équivalent a donné du gaz carbonique.

Ainsi, le résidu est formé de polysulfure de potassium probablement à l'état de bisulfure de potassium, de potasse, d'alumine et de charbon en excès.

Ce pyrophore exposé à l'air et surtout à l'air humide, s'enflamme, brûle comme de l'amadou et se transforme en gaz sulfureux, sulfate de potasse, acide carbonique et alumine.

1038. M. Gay-Lussac a fait voir que l'alumine ainsi que le charbon n'avaient sur le pyrophore qu'une influence en quelque sorte mécanique; en effet 75 grammes d'alun et 3,33 de noir de fumée chauffés au rouge presque blanc, donnent un produit d'un rouge brun dans lequel on ne peut apercevoir aucune trace de charbon et qui pourtant s'enflamme à l'air, comme à l'ordinaire.

D'un autre côté un mélange de 1 atome de sulfate de potasse et 3 atomes de sulfate de magnésie, chauffés avec le

charbon, donnent aussi un très-bon pyrophore dans lequel il n'entre ni charbon ni alumine.

Enfin, le sulfate de potasse et le charbon donnent aussi un excellent pyrophore, sans autre addition. Mais dans ce cas, l'on doit employer un excès de charbon, pour remplacer l'alumine ou la magnésie, le charbon, de même que ces matières, agissant comme corps poreux. Il est évident, du reste, que si le charbon n'a d'abord qu'un effet passif, il brûle pourtant lui-même, dès que la température est portée au rouge et contribue ainsi à augmenter l'éclat et rapidité du phénomène. Ce pyrophore remarquable, s'obtient en chauffant au rouge cerise clair, un mélange de 9 parties de sulfate de potasse pour 5 de charbon, au moins.

Le produit obtenu est d'une inflammabilité surprenante; à peine a-t-il le contact de l'air, même sec, que déjà il entre en incandescence et lance de toutes parts de brillantes étincelles.

Il est évidemment formé d'un oxisulfure mêlé de l'excès de charbon. L'oxisulfure, sans ce mélange, ne brûlerait point à l'air froid. On conçoit d'ailleurs, qu'il ne doit pas donner d'acide sulfureux, mais seulement un sulfate neutre.

Tous ces pyrophores peuvent supporter une température presque blanche, sans perdre leur inflammabilité. Celle-ci n'est certainement pas due au potassium, car ils se dissolvent tous dans l'eau sans dégager d'hydrogène. Elle ne paraît pas non plus tenir à quelque combinaison du carbone.

On peut présumer que les propriétés du pyrophore sont dues d'une part, à la combustibilité du sulfure de potassium, et à l'état de division fort grand où se trouve celui-ci, et d'autre part à la condensation prompte que les matières poreuses, l'alumine, la magnésie ou le charbon font éprouver à l'air qui les entoure. Cette condensation brusque produit de la chaleur et peut en produire assez pour déterminer l'incendie du mélange.

Le sulfate de soude peut aussi donner un très-bon pyrophore, mais le sulfate de barite n'en donne pas.

Séléniures de potassium.

1039. Ils n'ont rien de particulier. Il existe évidemment plusieurs séléniures de potassium, mais les caractères du genre les font suffisamment connaître. Le séléniure est composé de

1 at. potassium	= 487,91	ou bien	49,66
2 at. sélénium	= 494,60		50,34
1 at. séléniure	= 982,51		100,00

Azoture de potassium.

1040. Le potassium et l'azote ne se combinent pas directement. L'azoture de potassium s'obtient en chauffant le potassium dans le gaz ammoniac sec. Il se forme d'abord un composé très-fusible d'azoture de potassium et d'ammoniaque, dont une chaleur rouge obscure peut chasser tout l'ammoniaque.

L'azoture de potassium est verdâtre, sans apparence métallique. À une chaleur rouge, il s'enflamme à l'air et mieux encore dans l'oxigène. Tous les corps capables de s'unir au potassium en chassent l'azote. L'eau et les acides dissous dans l'eau le transforment subitement en potasse et ammoniaque ou en sels de ces deux bases. L'azoture de potassium est formé de :

3 at. potassium	= 1463,73	ou bien	89,25
2 at. azote	= 177,02		10,75
1 at. azoture	= 1640,75		100,00

Phosphure de potassium.

1041. Il est solide, terne, de couleur chocolat et sans apparence métallique. L'eau le transforme, tout à coup, en potasse et hypophosphite de potasse, hydrogène per-

phosphoré et hydrogène. On n'en connaît pas la composition. Il peut s'obtenir, soit par l'union directe du potassium et du phosphore, qui s'opère avec chaleur et lumière dès que ces deux corps sont en fusion, soit par la décomposition de l'hydrogène phosphoré, au moyen du potassium. Le gaz hydrogène est alors mis en liberté.

Arseniure de potassium.

1042. Ce composé est solide, terne et brun marron. Il ne présente la texture et l'éclat métallique, qu'autant qu'il est avec excès d'arsenic. Mis en contact avec l'eau, il la décompose sur-le-champ. On obtient du gaz hydrogène arseniqué probablement mêlé d'hydrogène, de l'hydrure d'arsenic en flocons bruns et de la potasse. On ne connaît pas sa composition. Il s'obtient en chauffant dans une cloche courbe remplie d'azote, l'arsenic et le potassium, en proportions convenables. La combinaison s'opère avec lumière. On peut l'obtenir aussi, en traitant l'hydrogène arseniqué par le potassium, à l'aide de la chaleur. Il se forme un arséniure et l'hydrogène est mis en liberté.

Carbure, borure et siliciure de potassium.

1043. Ces deux derniers corps se forment peut-être dans la préparation du bore et du silicium (*Voyez* 386 et 405). On en soupçonne l'existence, mais on n'en connaît pas les propriétés. *Le carbure de potassium* n'est guère mieux connu. Il paraît que dans la fabrication du potassium par le procédé de Brunner, il s'en forme toujours. Nous y reviendrons plus loin.

Sels de potasse.

1044. Ils sont tous très-solubles à peu d'exceptions près; cependant, ils le sont moins que les sels d'ammoniaque: beaucoup d'entre eux deviennent humides à l'air. Ils supportent mieux la chaleur rouge que la plupart des autres

sels, de sorte que quelques acides qui, unis à d'autres bases, sont chassés ou décomposés par la chaleur, résistent, au contraire, lorsqu'ils sont unis à la potasse.

Pour reconnaître un sel à base de potasse, on en concentre la dissolution, puis on y verse une dissolution concentrée d'acide tartrique; il se dépose très-promptement dans la liqueur un sédiment blanc grenu. Ce sédiment, d'une saveur aigre, consiste en petits cristaux de tartrate acide de potasse. On peut aussi reconnaître les sels de potasse au moyen d'une dissolution saturée de sulfate d'alumine qui précipite de l'alun; ce dernier se dépose sous forme cristalline (les sels ammoniacaux possèdent aussi cette propriété). Enfin, lorsqu'on verse une dissolution de chlorure de platine dans un sel de potasse, il s'y manifeste un précipité orangé. Ce précipité est un sel double peu soluble; la même chose arrive encore avec les sels ammoniacaux; de sorte que, pour éviter des erreurs, l'essai doit se faire sur des sels préalablement calcinés. Enfin, en formant un globule de borax au chalumeau et y ajoutant un peu d'oxide de nickel, il prend une couleur brune qui passe au bleu pur, si l'on ajoute un peu de potasse ou d'un sel de potasse.

Chlorate de potasse.

1045. Le chlorate de potasse cristallise en lames blanches rhomboïdales d'un aspect nacré, quelquefois aussi en longues aiguilles. Il ne s'altère pas à l'air. 100 parties d'eau en dissolvent 3p,33 à zéro, 18p,96 à 49°, et 60p,4 à 104°78. Chauffé, il se fond à une basse température, puis il entre en ébullition, laisse dégager tout l'oxigène appartenant à l'acide et à la base, et se transforme en chlorure de potassium.

Si l'on fait un mélange d'un corps résineux et de chlorate de potasse, ou encore de soufre et de chlorate de potasse, et qu'on laisse tomber quelques gouttes d'acide sul-

furique sur le mélange, il en résulte une vive combustion due à la décomposition subite de l'acide chlorique. C'est sur cette propriété qu'est fondé l'art de faire les *briquets* dits *oxigénés*.

On se procure le chlorate de potasse, en faisant passer un grand excès de chlore dans une dissolution concentrée de potasse caustique à la chaux. Le chlore décompose la potasse et forme du chlorure de potassium, tandis que l'oxigène provenant de la potasse décomposée se combine avec une autre portion de chlore, produit de l'acide chlorique qui, par sa combinaison avec la potasse, donne un chlorate peu soluble; aussi ce sel se dépose-t-il presque en totalité au fond du vase, sous forme d'écailles brillantes. L'opération qui est assez longue, étant terminée, on décante la liqueur, on rassemble le précipité sur un filtre, et on le lave avec un peu d'eau froide, afin d'enlever le chlorure de potassium. On purifie le chlorate en le dissolvant et le faisant cristalliser. Avec un kilogramme de potasse du commerce, on se procure ordinairement 90 ou 100 grammes de ce sel. Il est formé de :

1 at. potasse	=	587,915	ou bien	38,49
1 at. acide chlorique	=	942,64		61,51
1 at. chlorate	=	1530,555		100,00

Le chlorate de potasse sert pour la préparation du gaz oxigène et pour faire les briquets oxigénés. Il entrait autrefois dans la composition des amorces des fusils à piston. On avait essayé de l'associer au nitrate de potasse pour la fabrication de la poudre; mais on a été obligé d'y renoncer, parce que cette poudre était trop détonante.

Chlorite de potasse.

1046. C'est ce sel qui constitue l'*eau de javelle*. Ses principales propriétés sont déjà connues, par ce que nous avons dit des chlorites en général; mais, comme il est employé

en grand, nous y reviendrons plus loin, en ce qui concerne sa préparation, qui sera réunie à celle du chlorite de chaux.

Brômate de potasse.

1047. Le brômate de potasse est très-peu soluble dans l'alcool; il l'est plus dans l'eau chaude que dans l'eau froide, de sorte que, par le refroidissement, il se précipite de sa dissolution sous forme d'aiguilles groupées les unes aux autres. Quand on le fait cristalliser par évaporation lente, il se dépose en lames cristallines d'un aspect mat. Il est formé de :

1 at. potasse	=	587,915	ou bien	29,10
1 at. acide brômique	=	1432,80		70,90
1 at. brômate	=	2020,715		100,00

Iodate de potasse.

1048. Pour la préparation de l'iodate de potasse, on emploie un procédé analogue à celui que nous avons décrit pour le chlorate de potasse. On met l'iode en contact avec une dissolution concentrée de potasse caustique et on agite; il se forme une iodure de potassium très-soluble et un iodate peu soluble. Pour séparer ces deux composés l'un de l'autre, on commence par faire évaporer la liqueur jusqu'à siccité, puis on traite le résidu à plusieurs reprises par l'alcool à 0,82 de densité; par ce moyen l'iodure est dissous. Il ne reste plus que l'iodate qu'on fait dissoudre dans l'eau; on sature l'excès de potasse par l'acide acétique, et on évapore de nouveau la dissolution. En traitant de nouveau par l'alcool, on dissout l'acétate, et on obtient tout l'iodate parfaitement pur en petits cristaux blancs et grenus.

Il fuse sur les charbons ardens comme le nitre; chauffé dans une cornue, il se transforme en iodure de potassium et laisse dégager de l'oxigène. Il est formé de :

1 at. potasse	= 587,915	ou bien	22,21
1 at. acide iodique	= 2066,70		77,79
1 at. iodate	= 2654,615		100,00

Sulfate de potasse.

1049. Le sulfate de potasse était connu sous différens noms ; le plus général était celui de *tartre vitriolé* ou de *potasse vitriolée*. Ce sel est blanc ; sa saveur est amère et désagréable ; sa pesanteur spécifique est de 2,40 ; 100 parties d'eau à la température de 12°,72 en dissolvent 10p,59 ; et la même quantité d'eau à 101°,50 en dissout 26p,33. Il cristallise en prismes à quatre ou six pans très-courts, et terminés par des pyramides à quatre ou six faces. Il est inaltérable à l'air ; l'eau qu'il renferme n'est qu'interposée ; aussi il décrépite au feu ; il se fond au-dessus de la chaleur rouge cerise. La plupart des acides le font passer à l'état de bisulfate. On l'obtient en calcinant jusqu'au rouge dans un creuset, le bisulfate de potasse qui provient de la décomposition du nitre par l'acide sulfurique. On peut encore se le procurer en saturant le carbonate de potasse par de l'acide sulfurique faible, et évaporant convenablement la liqueur, pour l'avoir en cristaux. Il est formé de :

1 at. potasse	= 587,915	ou bien	54,07
1 at. acide sulfurique	= 501,160		45,93
1 at. sulfate	= 1089,075		100,00

On s'en sert pour faire l'alun, en le combinant au sulfate d'alumine ; les salpêtriers l'emploient pour convertir le nitrate de chaux en nitrate de potasse.

Bisulfate de potasse.

1050. La saveur de ce sel est âcre ; il rougit les couleurs bleues végétales. Il se dissout dans six parties d'eau à la tem-

pérature de 16°. Il cristallise ordinairement en longues aiguilles déliées et quelquefois en prismes à six pans. Lorsque sa dissolution est abandonnée à une évaporation spontanée, il se forme au-dessus du liquide, des houppes filamenteuses très-blanches, très-légères et presque sans consistance. Lorsqu'il est chauffé, il fond facilement et prend une apparence huileuse; mais en se refroidissant, il devient tout aussi blanc qu'il l'était avant. Par une chaleur très-forte et continuée pendant long-temps, l'excès de son acide est séparé; il se transforme en sulfate neutre. Il est formé de :

1 at. potasse	=	587,915	ou bien	37,05
2 at. acide sulfurique	=	1002,320		62,95
1 at. bisulfate	=	1590,235		100,00

Le résidu qu'on obtient, en traitant le nitrate de potasse par l'acide sulfurique pour extraire l'acide nitrique, est du bisulfate de potasse, qui, converti en sulfate neutre, peut être utilisé dans les fabriques d'alun ou de salpêtre.

Hyposulfate de potasse.

1051. Il cristallise en prismes cylindroïques terminés par des plans perpendiculaires à la longueur des prismes. Il est soluble dans 2,65 d'eau à 16° et dans 1,58 d'eau bouillante. Il est soluble dans l'alcool. Il ne contient pas d'eau de cristallisation et n'est ni efflorescent ni déliquescent. Sa saveur est amère. Il est composé de :

1 at. potasse	=	587,915	ou bien	39,45
1 at. acide	=	902,320		60,55
1 at. hyposulfate	=	1490,235		100,00

Chauffé, il dégage du gaz acide sulfureux et il se transforme en sulfate. Il n'absorbe que très-lentement l'oxigène de l'air.

Sulfite de potasse.

1052. Le sulfite de potasse est blanc ; il cristallise en lames rhomboïdales transparentes ; quelquefois il cristallise en petites aiguilles qui partent toutes d'un centre commun. Sa saveur est sulfureuse et pénétrante. Il se dissout dans son propre poids d'eau à la température ordinaire ; il est beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante. Exposé à l'air il passe peu à peu à l'état de sulfate. Il est formé de :

1 at. potasse	= 587,915	ou bien	59,52
1 at. acide sulfureux	= 401,16		40,48
1 at. sulfite	= 989,075		100,00

Ce sel s'obtient en faisant passer du gaz acide sulfureux à travers la potasse caustique ou carbonatée.

Hyposulfite de potasse.

1053. Ce sel s'obtient en faisant bouillir le sulfite de potasse en dissolution, avec de la fleur de soufre. Il est plus stable que le sulfite et se convertit plus difficilement en sulfate.

Sélénite de potasse.

1054. Il est soluble dans l'eau en toutes proportions ; il se dissout également dans l'alcool. On n'a pu l'obtenir en cristaux. En faisant évaporer sa dissolution à sec, on obtient une masse qui attire l'humidité de l'air. Il est formé de :

1 at. potasse	= 587,91	ou bien	45,88
2 at. acide	= 694,60		54,12
1 at. sélénite	= 1282,51		100,00

1055. Le bisélénite de potasse est également très-soluble dans l'eau ; il est déliquescent. Chauffé fortement, il perd la moitié de son acide. Il est formé de :

1 at. potasse	=	587,91	ou bien	29,77
4 at. acide	=	1389,20		70,23
1 at. bisélénite	=	1977,11		100,00

Phosphate de potasse.

1056. Le phosphate de potasse a une saveur fraîche et un peu urineuse. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres. Les côtés des prismes sont tous égaux, et les angles sont droits. Il ne s'altère point à l'air. Exposé à l'action du feu, il éprouve la fusion ignée. On l'obtient en combinant directement l'acide phosphorique à la potasse, ou en décomposant le phosphate acide de chaux par le carbonate de potasse. Il est formé de :

2 at. potasse	=	1175,83	ou bien	56,94
1 at. acide phosphorique	=	892,30		43,06
1 at. phosphate	=	2068,13		100,00

Bi-phosphate de potasse.

1057. Il est extrêmement soluble dans l'eau; il ne cristallise que très-difficilement. Lorsqu'il est sec, il attire promptement l'humidité de l'atmosphère, et s'y résout en un liquide visqueux. Exposé à une haute température, il se fond en un verre transparent, qui redevient déliquescent à l'air. Il est formé de :

1 at. potasse	=	587,915	ou bien	39,71
1 at. acide phosphorique	=	892,30		60,29
1 at. biphosphate	=	1480,215		100,00

Phosphite de potasse.

1058. On n'a point encore examiné ce sel d'une manière attentive. On sait qu'il ne cristallise pas et qu'il donne du

gaz hydrogène pur et un phosphate neutre, par l'action du feu. Il est composé de :

2 at. potasse	=	1175,83	ou bien	63,02
1 at. acide	=	692,30		36,98
		1868,13		100,00

Hypophosphite de potasse.

1059. Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il est plus déliquescent que le chlorure de calcium. Il se dissout dans l'alcool en toutes proportions. Exposé à l'air, il en absorbe par degré l'oxigène et devient acide. Par l'action de la chaleur il se décompose, laisse dégager du phosphore, de l'hydrogène phosphoré, et laisse pour résidu du phosphate de potasse.

Nitrate de potasse.

1060. Le nitrate de potasse est blanc ; sa saveur est fraîche, piquante, et a un peu d'amertume. Il est très-cassant ; sa pesanteur spécifique est de 1,933. D'après M. Gay-Lussac, 100 parties d'eau en dissolvent :

13p,32 à 0°
85p,00 à 50°
170p,80 à 80°
246p,15 à 100°

Il cristallise en longs prismes à six pans, terminés par des pyramides hexaèdres. Ces cristaux sont quelquefois accolés de manière à former des cannelures ; ils ne contiennent point d'eau de cristallisation. Il ne s'altère point à l'air. Lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur, il se fond vers 350° c. ; coulé dans cet état, il se prend par le refroidissement, en une masse opaque à laquelle on a donné en pharmacie, le nom de *cristal minéral*. Chauffé au degré de

la chaleur rouge, il abandonne une portion de son oxigène; par l'action prolongée de la chaleur, l'acide est entièrement décomposé et on obtient pour résidu de la potasse pure. C'est de tous les nitrates, celui dont la détonation avec les corps combustibles est la plus violente. Projeté sur des charbons ardens, il fuse et en augmente beaucoup la combustion. Si l'on fait un mélange de deux parties de ce nitrate et d'une partie de fleurs de soufre, et qu'on le verse dans un creuset chauffé au rouge, il y a une combustion si vive que l'œil en est fatigué. Il en est de même avec un mélange de nitrate de potasse et de charbon; il y a même détonation dans ce cas.

En faisant un mélange de trois parties de ce sel, de deux parties de potasse et d'une partie de soufre, on a une poudre, qui, chauffée convenablement, fulmine avec la plus grande force, et qu'on appelle *poudre fulminante*. Si, après avoir mis une petite quantité de cette poudre dans une cuiller à projection, on place cette cuiller sur des charbons ardens, le soufre fond, et presque au même instant, il se fait une explosion avec un bruit très-considérable. Il se produit une forte impression sur le fond de la cuiller, comme si elle avait été violemment pressée de haut en bas. Il se forme probablement un sulfure de potassium qui est combustible à une température plus basse que le soufre lui-même, et qui se répandant dans toute la masse décompose instantanément l'acide nitrique. C'est à l'expansion subite des différens gaz qui en résultent qu'cst due la détonation. Ce sel est composé de :

1 at. potasse	=	587,915	ou bien	46,55
1 at. acide nitrique	=	677,02		53,45
1 at. nitrate	=	1264,935		100,00

C'est du nitrate de potasse qu'on extrait tout l'acide nitrique qu'on emploie dans les arts. L'énorme quan-

tité d'acide sulfurique qui est chaque année versée dans le commerce, provient de la combustion d'un mélange de huit parties de soufre et d'une partie de nitrate de potasse. On s'en sert pour se procurer le carbonate de potasse pur, pour faire de la poudre, etc. Sa préparation fera l'objet d'un chapitre distinct (1525).

Hyponitrite de potasse.

1061. L'hyponitrite de potasse s'obtient en versant une dissolution de sulfate de potasse, dans une dissolution d'hyponitrite neutre de plomb; filtrant et évaporant la liqueur. Il est déliquescent à l'air. Il est formé de:

1 at. potasse	=	587,91	ou bien	55,28
1 at. acide	=	477,02		44,72
1 at. hyponit.	=	1064,93		100,00

Arséniate de potasse.

1062. Ce sel est déliquescent à l'air, il verdit le sirop de violette et n'altère pas la teinture de tournesol. Pour l'obtenir, on sature le carbonate de potasse pur, ou la potasse caustique par l'acide arsenique. Il est formé de:

2 at. potasse	=	1175,83	ou bien	45,02
1 at. acide arsénique	=	1440,77		54,98
1 at. arséniate	=	2616,60		100,00

Bi-arséniate de potasse.

1063. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres. Il est très-soluble dans l'eau et l'est plus dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Exposé à une haute température, dans un creuset de platine, il perd une partie de son acide et passe à l'état d'arséniate neutre.

On l'obtient en distillant dans une cornue un mélange de parties égales d'acide arsénieux et de nitrate de potasse et en dissolvant ensuite dans la masse de l'eau chaude. Après

avoir filtré la liqueur, on l'évapore convenablement de manière que, par le refroidissement, elle puisse donner des cristaux de bi-arséniate. Il est formé de :

1 at. potasse	=	587,91	ou bien	29,05
1 at. acide	=	1440,77		70,95
1 at. biarsen.	=	2028,68		100,00

Arsénite de potasse.

1064. On se procure ce sel en saturant la potasse par de l'acide arsénieux. On n'est pas parvenu à le faire cristalliser; il est sous forme d'un liquide visqueux, d'une couleur jaune. Il est formé de :

2 at. potasse	=	1175,82	ou bien	48,66
1 at. acide	=	1240,77		51,34
1 at. arsenite	=	2416,59		100,00

Borate de potasse.

1065. Ce sel est peu connu. On peut l'obtenir, en combinant directement l'acide borique avec la potasse. Il est soluble dans l'eau, et donne par évaporation, des cristaux, en prismes à quatre pans.

Carbonate de potasse.

1066. Le carbonate de potasse a une saveur âcre, un peu caustique; il agit comme les alcalis, verdit par conséquent les couleurs bleues végétales. Il est incristallisable; exposé à l'air, il en attire l'humidité et se fond; il est très-soluble dans l'eau. Chauffé, il se fond un peu au-dessus de la chaleur rouge; il est indécomposable par l'action de la chaleur la plus forte. Pour obtenir le carbonate de potasse, on ne se sert pas de celui qu'on trouve dans le commerce, parce qu'il contient des sulfates et des chlorures dont il serait difficile de le séparer; mais on l'obtient pur, en faisant un mélange de bi-tartrate de potasse et de nitrate de potasse, projetant

le mélange dans une bassine dont le fond est à peine rouge, lessivant le produit et faisant évaporer jusqu'à siccité, comme nous l'avons indiqué à la préparation de l'hydrate de potasse. Il est formé de

1 at. potasse	= 587,915	ou bien	68,18
2 at. acide carbonique	= 275,32		31,82
1 at. carbonate	= 863,235		100,00

On ne se sert du carbonate de potasse pur que dans les laboratoires de chimie. Celui du commerce s'obtient par des procédés que nous indiquerons plus loin.

Bi-carbonate de potasse.

1067. Ce sel, lorsqu'il est bien préparé, n'a qu'une très-faible saveur alcaline; il verdit sensiblement les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est de 2,012. Il est soluble dans environ quatre fois son poids d'eau à la température ordinaire; l'eau bouillante en dissout les 0,833 de son poids. Il est insoluble dans l'alcool. L'air ne lui fait éprouver aucun changement. Soumis à l'action d'une chaleur rouge, il laisse dégager une partie de son acide et passe à l'état de carbonate. Lorsqu'on fait bouillir une dissolution de ce sel, une partie de l'acide se dégage; mais il en perd seulement assez pour passer à l'état de sesqui-carbonate.

1068. On obtient ce sel, en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans une dissolution de potasse, ou même mieux dans une dissolution de carbonate, jusqu'à ce qu'elle refuse d'en absorber davantage. Il est formé de :

1 at. potasse	= 587,915	ou bien	51,72	100
4 at. acide carbonique	= 550,64		48,28	
1 at. bicarbonate	= 1138,555		90,97	100
2 at. eau	= 112,48		9,03	
1 at. sel cristallisé	= 1251,035			

Ce sel est employé comme réactif.

Extraction du potassium.

1069. On parvient à opérer la décomposition de la potasse par trois méthodes différentes, l'action de la pile, sur l'hydrate de potasse, celle du fer sur le même corps, enfin celle du charbon sur le carbonate de potasse.

Une pile de quatre-vingts à cent paires suffit pour opérer la décomposition de la potasse. Si l'on se propose seulement de rendre ce phénomène manifeste, il suffit de mettre en contact avec les deux pôles de la pile récemment chargée, un fragment d'hydrate de potasse humecté. A l'instant même, on voit apparaître au pôle négatif des globules de potassium qui jaillissent en étincelles de feu, soit parce qu'ils décomposent l'eau environnante, soit parce qu'ils brûlent eux-mêmes, au contact de l'air. Si l'on veut, au contraire, se procurer le potassium, il faut alors faire une coupelle mince en hydrate de potasse, l'humecter, la remplir de mercure et la poser sur une lame de platine. On met le pôle positif en contact avec la lame de platine et le pôle négatif avec le mercure. En abandonnant l'expérience à elle-même, il se forme un alliage de mercure et de potassium que l'on distille ensuite dans une boule de verre traversée par un courant de gaz azote sec. Le mercure se dégage et le potassium reste pur.

Ce procédé employé par Davy n'est plus en usage depuis que l'on connaît les deux autres.

MM. Gay-Lussac et Thénard ont fait usage de l'action du fer sur la potasse à une température très-haute et ils ont réussi à se procurer de la sorte du potassium en grande quantité. Dernièrement, M. Brunner a rendu le procédé d'extraction plus simple encore, en se servant d'un simple mélange de carbonate de potasse et de charbon. On trouvera plus loin une description détaillée de ces deux procédés.

CHAPITRE II.

Sodium; oxides, chlorure, brômure, iodures, fluorure, sulfures, séléniures, phosphure, azoture, arséniure de sodium; sels de soude formés par les acides minéraux non métalliques.

Le sodium a beaucoup d'analogie avec le potassium; aussi, peut-on le substituer à ce dernier métal dans presque tous les cas. Les combinaisons qu'il forme sont d'un grand intérêt dans les arts; il suffit pour le prouver de rappeler que le sodium fait partie du sel marin, du sulfate de soude, du carbonate de soude, matières répandues si abondamment dans le commerce, et journellement employées dans l'économie domestique, dans la fabrication du verre, des savons, dans le blanchîment des étoffes, et dans une foule de circonstances non moins importantes.

Toutefois, l'examen détaillé qu'on vient de faire des composés produits par le potassium permettra d'abréger beaucoup ce qui concerne le sodium, qui lui ressemble à tant d'égards.

Sodium.

1070. Le sodium a été découvert en même temps que le potassium par M. H. Davy, et étudié par lui et par MM. Gay-Lussac et Thénard; il est solide à la température ordinaire; il est mou et ductile comme de la cire; son éclat métallique tient le milieu entre celui de l'argent et du plomb; sa densité est de 0,972 à la température de 15° c.; il est bon conducteur de la chaleur et de l'électri-

cité. Il se fond à la température de 90° c., mais il ne se volatilise qu'au-dessus du rouge naissant. Mis en contact avec l'eau, le sodium la décompose de suite et en dégage l'hydrogène. A l'ordinaire, celui-ci ne s'enflamme pas, mais M. Sérullas a fait voir qu'en rendant l'eau visqueuse, au moyen de la gomme, et diminuant ainsi les mouvemens et le refroidissement du métal, la température s'élevait assez pour enflammer le gaz hydrogène. Jeté sur un bain de mercure, le sodium forme un amalgame et produit de la chaleur et de la lumière, ce qui n'a pas lieu avec le potassium.

Sesqui-oxide de sodium.

1071. Pour obtenir le sesqui-oxide de sodium, on s'y prend de la même manière que pour obtenir le peroxide de potassium. Le sesqui-oxide de sodium est d'un jaune verdâtre sale; il est fusible à l'aide de la chaleur, mais il exige une température beaucoup plus élevée que celle qui est nécessaire pour fondre le peroxide de potassium. Mis en contact avec l'eau, il est converti en protoxide qui se dissout, et en oxigène qui se dégage. Il est formé de :

2 at. sodium	= 581,84	ou bien	65,98
3 at. oxigène	= 300		34,02
1 at. sesquioxide	= 881,84		100,00

Protoxide de sodium ou soude.

1072. Le protoxide de sodium s'obtient de la même manière que le protoxide de potassium. Il est blanc, très-caustique, etc.; et se comporte en tout comme le protoxide de potassium, si ce n'est qu'exposé à l'air libre, à la température ordinaire, il en attire d'abord l'humidité, et se dessèche, ensuite parce qu'il passe peu à peu à l'état de carbonate, sel efflorescent.

Il est composé de :

2 at. sodium	= 290,92	ou bien	74,42
1 at. oxigène	= 100		25,58
1 at. protoxide	= 390,92		100,00

Hydrate de protoxide sodium.

1073. Si l'on ajoute au protoxide de sodium un peu d'eau, il y a un dégagement de chaleur considérable, et combinaison de l'eau avec la soude. Cet hydrate est blanc; il est plus fusible que le protoxide de sodium, et a d'ailleurs les mêmes propriétés que l'hydrate de potasse; on l'obtient du reste, comme celui-ci, en traitant successivement par la chaux et l'alcool le carbonate de soude. Cet hydrate est formé de :

1 at. protoxide de sodium	= 390,92	ou bien	77,67
2 at. eau	= 112,48		22,33
1 at. hydrate	= 503,40		100,00

Chlorure de sodium, sel marin.

1074. Le sodium s'unit au chlore avec une grande énergie; lorsqu'on introduit le sodium dans le chlore gazeux, il prend feu spontanément, et brûle avec vivacité en émettant des étincelles d'un rouge éclatant. Il se forme ainsi du chlorure de sodium.

Ce composé, désigné pendant long-temps par les chimistes sous le nom de *muriate de soude*, n'est autre chose que le *sel marin*, qu'on appelle aussi *sel de cuisine*, *sel commun*, *sel gemme*.

Le sel marin cristallise ordinairement en cubes; exposé au feu, il décrépite fortement, et entre ensuite en fusion un peu au-dessus de la chaleur rouge; et lorsqu'il est chauffé à ce point, il s'évapore en une fumée blanche, sans se décomposer; il a une saveur franche qui plaît non-seu-

lement à l'homme, mais encore à la plupart des animaux. Sa pesanteur spécifique est de 2,125. 100 parties d'eau à 13°,89 dissolvent 35,81 de ce sel, et seulement 40,38 à 109°,38; aussi se dépose-t-il à peine des cristaux par le refroidissement.

Le sel marin ne s'altère point à l'air; celui du commerce n'est déliquescent qu'à raison du chlorure de magnésium ou des autres sels qu'il contient.

Le chlorure de sodium existe en si grande abondance dans la nature, qu'on n'a jamais besoin d'avoir recours à l'art pour le former. On le trouve tantôt à l'état solide, formant des couches de terrain très-considérables, tantôt en dissolution dans l'eau. Lorsqu'il est à l'état solide, on l'appelle *sel gemme* ou *sel de roche*.

Son extraction fera l'objet d'un chapitre particulier.

Le chlorure de sodium est formé de :

1 at. sodium	= 290,92	ou bien	39,65
2 at. chlore	= 442,64		60,35
1 at. chlorure	= 733,56		100,00

Le sel marin est un des corps des plus employés; nous nous en servons pour corriger l'insipidité de nos mets, pour saler les viandes, fabriquer la soude artificielle, extraire l'acide hydrochlorique, préparer le chlore, faire le sel ammoniac. On l'emploie aussi, pour donner la couverte ou vernis à certaines poteries, et même comme engrais pour certaines terres.

Brômure de sodium.

1075. Il s'obtient comme le brômure de potassium. Il cristallise en petits prismes aiguillés d'un blanc mat. Il est légèrement déliquescent. Sa saveur est un peu urineuse. Il se dissout aisément soit dans l'eau, soit dans l'alcool.

Il est composé de :

1 at. sodium	= 290,92	ou bien	23,77
2 at. brôme	= 932,80		76,23
1 at. brômure	= 1223,72		100,00.

Iodure de sodium.

1076. L'iodure de sodium est blanc ; à un certain degré de chaleur il se fond, devient un peu alcalin et se volatilise. 100 parties d'eau à 14° c., peuvent en dissoudre 173 parties. Sa dissolution évaporée convenablement, laisse déposer des cristaux, qui sont des prismes rhomboïdaux, aplatis, assez volumineux, qui, en se réunissant, en forment de plus épais, terminés en échelons et striés dans leur longueur à peu près comme ceux de sulfate du soude. Ces cristaux contiennent beaucoup d'eau de cristallisation et sont déliquescens.

Les procédés pour l'obtenir sont les mêmes que ceux qu'on a indiqués pour la préparation du l'iodure de potassium.

Il contient :

1 at. sodium	= 290,92	ou bien	15,61
2 at. iode	= 1566,70		84,39
1 at. iodure	= 1857,62		100,00.

Fluorure de sodium.

1077. Le fluorure de sodium est blanc, inaltérable à l'air ; il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide ; aussi, par le refroidissement, il se dépose en petits cristaux très-durs, qui souvent forment, à la surface de la dissolution, une croûte solide et transparente. Ces cristaux décrépitent par la chaleur, et ensuite entrent en fusion au-dessous de la chaleur rouge.

Ce corps se prépare de la même manière que le fluorure de potassium.

Il contient :

1 at.	sodium	= 290,92	ou bien	55,44
2 at.	fluor	= 233,80		44,56
1 at.	fluorure	= 524,72		100,00

Sulfures et séléniures de sodium.

Leur histoire est la même que celle des sulfures et séléniures de potassium.

Phosphure de sodium.

1078. Le phosphore, mis en contact avec ce métal, s'y combine à l'aide de la chaleur ; il y a en même temps un faible dégagement de lumière. Ce phosphure est caustique, terne, brun-marron, facile à réduire en poudre ; mis en contact avec l'oxigène, et à l'aide de la chaleur, il se change en phosphate de soude. Le phosphure de sodium, mis en contact avec l'eau, fournit subitement de l'hydrogène perphosphoré, probablement mêlé d'hydrogène, de la soude et de l'hypophosphite de soude.

On ne connaît pas bien sa composition.

Azoture de sodium.

L'azoture de sodium s'obtient en chauffant le sodium dans du gaz ammoniac, comme pour obtenir l'azoture de potassium. Son histoire est la même que celle de ce dernier corps.

Arséniure de sodium.

On n'en connaît pas la composition. Il peut se produire, soit en combinant le sodium et l'arsenic, soit en décomposant l'hydrogène arseniqué par le sodium. Dans le premier cas l'action a lieu avec chaleur et lumière ; dans le second la matière ne s'échauffe pas au point de devenir lumineuse. Ces réactions se passent au-dessous du rouge.

Cet arséniure est d'un brun maron, sans éclat métallique, quand il ne contient pas un excès d'arsenic. Il attire et décompose l'humidité de l'air. L'eau le détruit subitement en donnant naissance à de la soude, de l'hydrogène, de l'hydrogène arseniqué et de l'hydrure d'arsenic.

Sels de soude.

1079. Ils sont généralement plus solubles dans l'eau que les sels de potasse. Presque tous contiennent de l'eau de cristallisation, et la plupart d'entre eux sont capables d'en prendre beaucoup; aussi sont-ils généralement capables d'éprouver la fusion aqueuse. Quand l'acide n'est pas décomposable, ils peuvent tous éprouver la fusion ignée.

Comme le tartrate acide de soude est très-soluble, que l'alun à base de soude est très-soluble aussi et qu'il en est de même du double chlorure de platine et de sodium, il en résulte que l'acide tartrique, le sulfate d'alumine et le chlorure de platine sont sans action sur les sels de soude.

On reconnaît les sels de soude au moyen des caractères négatifs qui résultent de ce qui précède. En outre, l'oxide de nickel fondu au chalumeau avec ces sels ne leur communique pas de couleur bleue. Mais quand on le peut, le plus sûr est de transformer la matière en sulfate de soude ou en carbonate dont la cristallisation ne laisse aucune incertitude.

Chlorate de soude.

1080. Le chlorate de soude a une saveur fraîche et un peu piquante; il n'est pas déliquescent; cependant il est très-soluble dans l'eau, et il ne cristallise que dans une solution presque à l'état sirupeux; alors il laisse déposer des cristaux ayant l'aspect de lames carrées. Soumis à l'action de la chaleur, il se comporte comme le chlorate de potasse, et il possède d'ailleurs la plupart des autres propriétés de ce sel. Il s'obtient en saturant l'acide chlorique par le carbonate de soude.

Voici sa composition :

1 at. soude	=	390,92 ou bien	29,31
1 at. ac. chlorique	=	942,64	70,69
1 at. chlorate	=	1333,56	100,00

Chlorite de soude.

1081. C'est lui qui constitue la liqueur si fréquemment employée maintenant comme désinfectant, comme liqueur blanchissante et comme médicament, et surtout celle qui est désignée sous le nom de *liqueur de Labaraque*.

Le chlorite de soude possède toutes les propriétés générales du chlorite de potasse, mais il est plus stable et passe moins aisément à l'état de chlorate, ce qui fait qu'on le préfère pour tous les usages qui exigent une liqueur capable de se conserver long-temps.

On le prépare pour les besoins de la médecine en dissolvant 1 kilog. de carbonate de soude cristallisé dans 4 kilog. d'eau et faisant passer dans la liqueur maintenue froide, le chlore provenant de 180 grammes de peroxide de manganèse de bonne qualité. Du reste, un volume de cette liqueur doit décolorer dix-huit volumes de sulfate d'indigo au millième.

La liqueur de Labaraque contient du chlorite de soude, du chlorure de sodium, du bi-carbonate de soude et du carbonate de soude non décomposé. C'est au chlorite de soude que sont dues toutes ses propriétés.

Iodate de soude.

1082. On l'obtient sous forme de petits prismes ordinairement réunis en houppe, ou de petits grains qui semblent être cubiques et qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation.

Il se décompose par la chaleur, laisse dégager tout son oxigène, un peu d'iode, et se transforme en iodure. Il

est moins détonant que le chlorate de potasse avec les différens corps combustibles.

Il est composé de :

1 at. soude	=	390,92	ou bien	15,90
1 at. ac. iodique	=	2066,70		84,10
1 at. iodate	=	2457,62		100,00

Iodite de soude.

1083. Quand on dissout de l'iode dans une faible solution de soude, jusqu'à ce que la liqueur commence à devenir rouge et qu'on l'abandonne ensuite à l'évaporation spontanée, il s'y forme des cristaux d'iodite de soude, dont la forme est un prisme à six pans tronqué à ses extrémités.

Ce sel est soluble à froid sans altération. L'eau chaude et l'alcool le transforment en iodate de soude et en iodure de sodium. Il en est de même des sels de baryte et probablement de tous les corps qui peuvent former des composés insolubles avec l'acide iodique ou l'iode.

C'est donc un sel très-peu stable. Sa composition n'est pas connue. L'acide qu'il contient n'a pu être isolé, mais il doit être analogue à l'acide chloreux.

Sulfate de soude.

1084. Ce sel était connu autrefois sous les nom de *sel de Glauber*, de *sel admirable*, de *soude vitriolée*. C'est à Glauber qu'on en doit la découverte; il la fit en examinant le résidu du traitement du sel marin par l'acide sulfurique; résidu dont on croyait, à cette époque, ne pouvoir tirer aucun parti, et qu'on désignait par les noms de *caput mortuum*, *terra damnata*.

Le sulfate de soude est sans couleur; sa saveur a d'abord quelque ressemblance avec celle du sel marin, mais elle devient promptement d'une amertume très-désagréable; il est fusible au-dessus de la chaleur rouge; ses cristaux sont de longs prismes à six pans, d'une grande transpa-

rence, ordinairement cannelés et terminés par des sommets dièdres.

Sa solubilité dans l'eau croît avec la température jusqu'à 33°; mais, à partir de ce point, elle va en diminuant jusqu'à 103°,17. Les cristaux formés à 33°, sont anhydres.

100 parties d'eau dissolvent

5p,02	de sel sec,	à zéro
16,73	—	à 17°,91
43,05	—	à 30°,75
50,65	—	à 32°,73
44,35	—	à 70°,61
42,65	—	à 103°17

Exposé à l'air sec, il perd toute son eau de cristallisation, et il tombe en une poussière blanche. Le même effet se produit avec le sulfate de soude anhydre, mais par une cause contraire. Les cristaux de ce dernier s'effleurissent à l'air humide, en s'emparant de l'eau.

Le sulfate de soude se rencontre en dissolution dans les eaux de quelques sources, particulièrement dans celles qui contiennent du sel marin.

M. Casaseca a trouvé récemment en Espagne, aux environs de Madrid, le sulfate de soude anhydre. M. Gimbernat a rencontré le sulfate cristallisé mêlé au gypse dans le canton d'Argovie, en Suisse.

Deux procédés peuvent être employés pour se procurer ce sel. On l'obtient en évaporant les eaux qui le tiennent en dissolution, en même temps qu'on en extrait le sel marin. Lorsque ces eaux sont convenablement concentrées, il s'y forme des flocons blancs qu'on appelle *schlot*, et qui ne sont autre chose qu'un sel double formé de sulfate de chaux et de soude. Ces flocons sont ramassés, lavés avec un peu d'eau froide pour emporter le sel marin adhérent à leur surface, puis traités par de l'eau bouillante; le sulfate de soude se dissout, on filtre,

et on décante la disolution. Par évaporation on obtient le sulfate de soude cristallisé. Mais ce n'est pas par ce procédé qu'on se procure l'énorme quantité de sulfate de soude employée dans les arts, c'est en décomposant le sel marin par l'acide sulfurique.

La composition atomique du sulfate de soude est de :

1 at. soude	= 390,92	ou bien	43,82	100
1 at. ac. sulfurique	= 501,16		56,18	
1 at. sulfate anhydre	= 892,08	ou bien	44,23	100
20 at. eau	= 1124,80		55,77	
1 at. sulfate cristallisé	= 2016,88			

Sulfite de soude.

1085. Ce sel est blanc et transparent, d'une saveur fraîche et ensuite sulfureuse; ses cristaux sont des prismes à quatre pans, dont deux très-larges et deux très-étroits, terminés par des sommets dièdres; il se dissout dans quatre fois son poids d'eau à 15°, et dans un poids d'eau moindre que le sien. Ce sel s'effleurit à l'air et se convertit lentement en sulfate. Il se prépare comme le sulfite de potasse.

Il est formé de :

1 at. soude	= 390,92	ou bien	49,35
2 at. ac. sulfureux	401,16		50,65
1 at. sulfite	= 792,08		100,00

Hyposulfite de soude.

1086. L'hyposulfite de soude, obtenu en exposant une dissolution de polysulfure de sodium à l'air, jusqu'à ce qu'elle devienne incolore, est un sel blanc, d'une saveur très-amère et nauséabonde.

Sa dissolution évaporée en consistance de sirop, se prend en houppes soyeuses par le refroidissement. Ces cristaux sont déliquescens à l'air, mais dans le vide sec, ils perdent leur eau de cristallisation. Chauffé, ce sel éprouve

la fusion aqueuse d'abord, puis se dessèche en masse blanche et finit par prendre feu en brûlant avec une vive déflagration et une flamme d'un jaune clair.

Il est insoluble dans l'alcool. Il dissout le chlorure d'argent avec une facilité extrême.

Hyposulfate de soude.

1087. Ce sel cristallise en grands et beaux prismes quadrangulaires, qui sont limpides, invariables à l'air et d'une saveur singulière et amère. Pour dissoudre dix parties de ce sel, il en faut 11 d'eau froide et 21 d'eau bouillante. L'alcool ne le dissout pas.

Il est composé de

1 at. soude	= 390,92	ou bien 30,22	100
1 at. acide	= 902,32	69,78	
1 at. sel anhydre	1293,24	ou bien 85,12	100
4 at. eau	= 225,96	14,88	
1 at. sel cristallisé	=1519,20		

Séléniate de soude.

1088. Ce sel ressemble de tous points, au sulfate de soude. Il offre comme lui un maximum de solubilité placé vers 33°. Comme lui aussi, il cristallise sans eau vers cette température. Ils se ressemblent entièrement par les formes cristallines. Il est composé de :

1 at. soude	= 390,92	ou bien 32,97
1 at. acide	= 794,60	67,03
1 at. séléniate	=1185,52	100,00.

Sélénite de soude.

1089. Le sélénite de soude est composé de :

1 at. soude	= 390,92	ou bien 35,97
2 at. acide sélénieux	= 694,60	64,03
1 at. sélénite	= 1085,52	100,00.

Sa saveur est alcaline, analogue à celle du borax. Il est très-soluble dans l'eau, au point que sa dissolution amenée a consistance sirupeuse, ne donne que peu de cristaux, en petits grains, pendant l'évaporation et point par le refroidissement de la liqueur. Évaporé à sec, ce sel est pourtant inaltérable à l'air. Il ne se dissout pas dans l'alcool.

Bi-sélénite de soude.

1090. Il contient :

1 at. soude	= 390,92	ou bien	21,93
2 at. acide	= 1389,20		78,07
1 at. bi-sélénite	= 1780,12		100,00.

Le bi-sélénite de soude cristallise en aiguilles qui contiennent de l'eau de cristallisation. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, et plus tard la fusion ignée. Il forme alors un liquide jaune qui se prend en masse blanche par le refroidissement. Au rouge, il perd la moitié de son acide et passe à l'état de sélénite neutre.

Quadri-sélénite.

Il est très-soluble et cristallise en aiguilles par une évaporation spontanée.

Phosphate de soude.

1091. L'acide pho:phorique se combine en deux proportions avec la soude et forme un *phosphate neutre* et un biphosphate.

Le phosphate de soude cristallise en prismes rhomboïdaux, dont les angles aigus sont de 60°, et les angles obtus de 130°, terminés par une pyramide à trois faces. Sa saveur est fraîche et urineuse, et n'a rien d'amer; sa pesanteur spécifique est de 1,333. Il se dissout dans quatre parties d'eau à la température de 16°, et deux parties d'eau bouillante; par le refroidissement, sa dissolution laisse déposer des cristaux.

Ce sel s'effleurit rapidement à l'air; mais l'efflorescence n'a lieu qu'à la surface; au-dessous il conserve sa transparence et sa forme. Exposé au feu, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis, au degré de la chaleur rouge cerise, il éprouve la fusion ignée, et donne lieu à un verre qui reste transparent tant qu'il est liquide, et qui devient opaque en se solidifiant.

Ce sel se rencontre particulièrement dans l'urine humaine, où il se trouve combiné avec le phosphate d'ammoniaque.

On l'obtient en versant, dans une dissolution de phosphate acide de chaux, du carbonate de soude en dissolution, jusqu'à ce que la liqueur soit alcaline; ce qui donne lieu à un dégagement d'acide carbonique et à un précipité gélatineux de carbonate calcaire; on filtre, on lave, on fait évaporer convenablement la liqueur, et le phosphate de soude cristallise du jour au lendemain. Pour retirer de nouveaux cristaux des eaux mères, il faut examiner si elles manifestent des propriétés acides ou alcalines; dans le premier cas, il faudrait y ajouter une nouvelle portion de carbonate de soude, filtrer de nouveau et évaporer. Si, au contraire, on avait versé primitivement trop de carbonate de soude, il faudrait les étendre d'eau, y ajouter une nouvelle quantité de phosphate acide de chaux, filtrer de nouveau et évaporer convenablement. Par là, on en retire constamment du phosphate de soude, jusqu'à fin de leur évaporation.

Ce sel est formé de :

2 at. soude	= 781,84	ou bien	46,70	100
1 at. ac. phosphorique	= 892,30		53,30	
1 at. phosphate anhydre	= 1674,14	ou bien	37,28	100
50 at. eau	= 2812,20		62,72	
1 at. phosph. cristall.	= 4486,34			

Ce sel est employé dans les laboratoires de chimie comme réactif; on s'en sert également pour se procurer les phosphates insolubles.

Pyro-phosphate de soude.

1092. Cette nouvelle et curieuse combinaison vient d'être découverte par M. Clark.

Quand on chauffe à 350° environ le phosphate de soude ordinaire, il perd 48 atomes d'eau et retient obstinément les deux autres. Si à cette époque on redissout le sel, ses propriétés ne sont pas changées.

Si on le chauffe au rouge, les deux atomes d'eau s'en séparent. Mais alors, le sel redissous dans l'eau perd ses propriétés, pour en acquérir de nouvelles. Il prend le nom de pyrophosphate, dans cet état particulier, dû en effet à l'action du feu.

Le pyrophosphate de soude cristallise tout autrement que le phosphate ordinaire; il est moins soluble que lui, il contient moins d'eau de cristallisation et la perd toute entière à 350°. Il n'est pas efflorescent à l'air. Il a une réaction alcaline comme le phosphate ordinaire.

Quand on verse une solution de phosphate ordinaire dans un sel d'argent, il se forme un précipité jaune et la liqueur devient acide, le précipité formé étant un phosphate sesqui-basique; mais si l'on emploie une dissolution de pyrophosphate, le précipité formé dans la dissolution d'argent sera blanc, et la liqueur surnageante restera neutre.

Le pyrophosphate de soude paraît très-stable; il est formé de :

1 at. phosphate de soude	= 1674,14	ou bien	59,81
20 at. eau	= 1124,80		40,19
1 at. pyrophosphate crist.	= 2798,94		100,0

On a déjà montré, d'après M. Gay-Lussac, que cette modification si extraordinaire était due à l'acide phosphorique (980).

Biphosphate de soude.

1093. Si on traite le phosphate de soude par un acide un peu fort, on le convertit en biphosphate ; c'est ce qu'on obtient constamment avec les acides phosphorique, sulfurique, nitrique, hydrochlorique. Dans cet état, il est beaucoup plus soluble dans l'eau, et ne cristallise que difficilement ; cependant, en évaporant convenablement la liqueur, on peut l'obtenir en écailles fines comme l'acide borique. Il contient deux fois plus d'acide que le phosphate neutre ; sa composition est donc la suivante :

1 at. soude	=	390,92	ou bien	30,46
1 at. acide phosphorique	=	892,30		69,54
1 at. bi-phosphate	=	1283,22		100,00

Hypophosphite de soude.

1094. Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il l'est, en toute proportion, dans l'alcool. Il est fortement déliquescent et se liquéfie à l'air, en quelques instans.

Préparé par l'action de la soude sur le phosphore par l'intermède de l'eau, ce sel cristallise dans le vide sec, en masse cristalline nacrée, formée de tables à quatre côtés rectangulaires. Quoique très-déliquescent, il l'est moins que l'hypophosphite de potasse. Chauffé, il fournit de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable.

Phosphite de soude.

1095. Le phosphite de soude est très-soluble dans l'eau ; il est même déliquescent ; toutefois, il ne se dissout pas dans l'alcool. Il cristallise en rhomboïdes qui diffèrent peu du cube. Pour l'obtenir, on combine directement l'acide phosphoreux avec la soude.

Il est formé de :

2 at. soude	= 781,84	ou bien	53,04
1 at. acide phosphoreux	= 692,30		46,96
1 at. phosphite	= 1474,14		100,00

Arséniate de soude.

1096. Si l'on sature la soude ou le carbonate de soude par l'acide arsénique, on obtient par une évaporation convenablement ménagée des prismes hexaédriques réguliers d'arséniate de soude. Ce sel est vénéneux, très-soluble dans l'eau mais moins à chaud qu'à froid; s'il contenait un excès d'acide, il cristalliserait moins facilement et on aurait un bi-arséniate. Ces deux sels ont la même forme cristalline que le phosphate et le bi-phosphate de soude. L'arséniate neutre est composé de :

2 at. soude	= 781,84	ou bien	35,18
1 at. acide arsenique	= 1440,77		64,82
	2222,61		100,00

Arsénite de soude.

1097. Ce sel a les mêmes propriétés que l'arsénite de potasse.

Nitrate de soude.

1098. Le nitrate de soude cristallise en prismes rhomboïdaux; il est transparent; sa saveur est fraîche, piquante et amère; il est soluble à peu près dans trois parties d'eau à 16° c., dans son propre poids de ce liquide à 52°, et dans moins de son poids d'eau bouillante. On l'obtient en décomposant le carbonate de soude par l'acide nitrique.

Il se compose de :

1 at. soude	= 390,92	ou bien	36,60	100
1 at. acide nitrique	= 677,02		63,40	
1 at. nitrate	= 1067,94			

On a trouvé ce sel au Pérou, dans le district d'*Ata-*

cama; on l'y rencontre en couches d'une épaisseur variable, mais d'une étendue de plus de 50 lieues.

Hypoazotite de soude.

1099. Il est composé de

1 at. soude	= 390,92	ou bien	50,9	100
2 at. deutox. d'azote	= 377,02		49,1	
1 at. hypoazotite sec	= 767,94	ou bien	87,19	100
2 at. eau	= 112,48		12,81	
1 at. sel cristallisé	= 880,42			

Il s'obtient comme l'hypo-azotite de potasse. Il se dissout très-aisément dans l'eau, et cristallise à la manière du nitrate de soude, c'est-à-dire en beaux rhombes.

Borate de soude. (Borax.)

1100. Ce sel a une faible saveur alcaline, et verdit fortement le sirop de violettes. Il se dissout dans le double de son poids d'eau bouillante, mais il exige beaucoup plus d'eau froide. Ses cristaux ont ordinairement la forme d'un prisme hexaèdre comprimé et terminé par une pyramide trièdre. Dans cet état, sa transparence est gélatineuse et sa cassure vitreuse; sa densité est de 1,705. Exposé à l'air, il s'effleurit à sa surface; soumis à l'action du feu, il se fond dans son eau de cristallisation et se boursoufle considérablement. Il se dessèche ensuite et se liquéfie complétement au-dessus de la chaleur rouge. Il produit alors un verre limpide, véritable borate anhydre, dont la densité est de 2,361.

Son action sur les oxides métalliques, à une haute température, mérite attention : il en facilite la fusion et les vitrifie pour la plupart. Ces oxides, en se fondant et se vitrifiant ainsi avec le borax, lui donnent diverses teintes, suivant leur nature. L'oxide de manganèse le colore en

violet ; l'oxide de fer en vert bouteille ; l'oxide de chrôme en vert émeraude ; l'oxide de cobalt en bleu violet très-intense ; l'oxide de cuivre en vert clair ; les oxides blancs ne le colorent point, ou lui donnent tout au plus une teinte jaunâtre. C'est cette propriété qu'on met à profit dans l'analyse pour reconnaître les oxides métalliques.

Le borax est composé de

1 at. soude	=	390,92	ou bien	30,95	100
2 at. acide	=	871,96		69,05	
1 at. borax anhydre	=	1262,88	ou bien	52,90	100
20 at. eau	=	1124,80		47,10	
1 at. borax cristallisé	=	2387,68			

1101. Le borax se rencontre à l'état naturel dans un grand nombre de lieux : on en a trouvé dans l'île de Ceylan, dans la Tartarie méridionale, en Chine, en Transilvanie, en Perse et même dans les environs d'Halberstad en Saxe. Il existe aussi, en assez grande quantité dans les mines de Viquintizoa et d'Escapa, au Pérou. Il se trouve surtout très-abondamment dans plusieurs lacs de l'Inde, et c'est de là que venait autrefois la majeure partie de celui qu'on employait dans les arts.

Turner place le lac d'où l'on extrait le borax dans l'Inde à 15 jours de marche au nord de Teschou-Lounbou. C'est au fond du lac qui ne reçoit que des eaux salées et près de ses bords qu'on trouve le borax en gros blocs ; au milieu on ne trouve que du sel marin.

D'après W. Blane et le père da Rovato, les lacs qui fournissent le borax sont situés dans les montagnes du Thibet ; le plus renommé appelé *necbal*, se trouve dans le canton de Sumbul ; ils disent qu'on retient les eaux au moyen d'écluses, qu'on les fait couler dans certains temps de l'année et qu'on retire alors le sel de la vase. Le borax ainsi obtenu n'est point pur, il se trouve cristallisé en prismes hexaèdres plus ou moins aplatis et assez bien déterminés.

Ces cristaux, qui n'ont que quelques millimètres de longueur, sont tantôt incolores, tantôt jaunâtres ou verdâtres, et toujours recouverts d'un enduit terreux, gras au toucher et ayant l'odeur du savon. Ils doivent cet aspect à une matière grasse avec laquelle l'excès de soude du sel paraît en partie combiné. Les Indiens l'appellent *tinckal*, et nous *borax brut*. Outre cette espèce de sel, il en existe une autre dans le commerce : c'est le borate de soude demi-raffiné qui nous vient de la Chine. Tous deux ont besoin d'être purifiés.

1102. Voici le procédé le plus simple. On réduit le borax en poudre et on le jette sur un filtre où on le lave avec une solution de soude à 5° de l'aréomètre de Beaumé. On continue, tant que la liqueur passe colorée. Cette première opération a pour objet de dépouiller le borax de la matière grasse qui le recouvre; la soude s'empare de celle-ci, et forme avec elle un savon qui se dissout avec la plus grande facilité.

Lorsque le borax est ainsi préparé et égoutté, il faut le dissoudre à chaud dans l'eau bouillante, de manière que la solution marque 20 degrés à l'aréomètre de Beaumé. On y verse 12 parties de carbonate de soude pour 100 de sel à raffiner, et on filtre la liqueur à travers une chausse quand le dépôt causé par le carbonate de soude s'est bien rassemblé. La filtration étant faite, on reporte la liqueur sur le feu, on la concentre jusqu'à 18 à 20 degrés de l'aréomètre; enfin, on la fait couler dans des cônes ou des pyramides quadrangulaires, renversés et doublés intérieurement de plomb. Cette forme est avantageuse, en ce que le dépôt qui peut se former ne gêne point la cristallisation, et le plomb convient mieux que le bois, parce que celui-ci aurait l'inconvénient de colorer les cristaux. Si l'on remplit toutes ces conditions, et si l'on prend toutes les précautions possibles pour que le refroidissement de la liqueur soit extrêmement lent, l'on obtiendra des cris-

taux isolés et terminés, tels que les veut le commerce : autrement, il ne se produirait que des croûtes cristallines ou des masses compactes.

1103. Jusque dans ces derniers temps, nous avons tiré de l'Inde, tout le borax que nous consommions ; mais aujourd'hui MM. Payen et Cartier préparent toute la quantité de borax nécessaire aux besoins de la France, en combinant directement avec la soude l'acide borique qui provient des lacs d'Italie.

Voici comment ils exécutent l'opération. On porte à l'ébullition 500 kil. d'eau dans une chaudière de cuivre ; on y fait dissoudre 600 kil. de sous-carbonate de soude cristallisé, et la dissolution faite, on couvre le feu, de manière que la liqueur ne bouille pas. On ajoute alors peu à peu 500 kil. d'acide borique de Toscane, qui transforme le carbonate de soude en borate, et qui produit en conséquence une vive effervescence due au dégagement d'acide carbonique. La liqueur monte donc en écume très-volumineuse, ce qui exige que la chaudière ait une capacité double du volume du liquide. La saturation terminée, on achève d'étouffer le feu, on recouvre la chaudière avec un couvercle en bois doublé de plomb, sur lequel on place des couvertures de laine, et on abandonne le tout pendant trente heures au repos. Au bout de ce temps, on décante le liquide dans des cristallisoirs de plomb plats et à grande surface. La couche de liquide doit être de 25 à 30 centimètres, afin que le refroidissement soit plus prompt. En trois jours, en hiver, et au bout de quatre jours, en été, la cristallisation est opérée. On décante les eaux mères qui passent dans une nouvelle opération, et on recueille le borax brut déposé sur les parois des cristallisoirs.

Ce borax a besoin d'être soumis à une cristallisation plus régulière, pour être versé dans le commerce. On le fait donc dissoudre de nouveau dans l'eau bouillante, en y ajoutant 10 pour 100 de carbonate de soude ; la disso-

lution doit marquer 20° de Beaumé, et il faut opérer au moins sur 1000 kil. Dès que les deux sels sont dissous et que la liqueur est bouillante, on la fait passer dans les cristallisoirs pyramidaux. Quand la liqueur est parvenue à 30° centigrades, ce qui arrive au bout de dix-huit heures environ, on décante l'eau mère. On laisse encore les cristaux se refroidir lentement pendant six ou huit heures avant d'ouvrir les cristallisoirs, pour détacher les masses qui en recouvrent les parois.

Enfin, on soumet les cristaux obtenus à un triage soigneux, pour séparer tous ceux dont le volume est trop faible. C'est cette nécessité où l'on est de livrer le borax au commerce, en cristaux assez volumineux, qui explique les soins minutieux qu'on est obligé de porter dans la dernière opération qu'on vient de décrire. On ne saurait mettre trop d'attention à préserver les liqueurs d'un refroidissement prompt, à les garantir de toute agitation, etc.

100 kil. d'acide borique de Toscane en produisent 140 de borax susceptible d'être versé dans le commerce.

1104. Les usages du borax sont assez nombreux; on s'en sert: 1° pour reconnaître les oxides, comme nous l'avons déjà dit, dans les essais au chalumeau. 2° Dans la réduction d'un certain nombre d'entre eux, pour fondre les oxides ou les acides irréductibles, tels que la silice, l'alumine, etc., avec lesquels ils peuvent être mêlés; le verre formé préserve le métal du contact de l'air, rend la masse liquide et permet à toutes les particules métalliques de se réunir et de former un culot. 3° Pour extraire l'acide borique dans les laboratoires. 4° Pour faire la plupart des borates. 5° Pour souder les métaux. Quand il s'agit, par exemple, de souder deux pièces de cuivre, on les découpe, on les saupoudre avec de la soudure en limaille et du borax en poudre, et l'on chauffe le tout jusqu'à ce que la soudure commence à fondre. En fondant, celle-ci s'allie avec les deux pièces de cuivre et les réunit; mais il faut pour cela

qu'elle soit, ainsi que les pièces, toujours bien décapée, et c'est là l'effet que produit le borax, soit parce qu'il dissout l'oxide qui pourrait se former, soit parce que, enveloppant le métal, il s'oppose à son contact avec l'air et par suite à son oxidation. 6° Le borax fait partie du strass, de quelques verres ou émaux, et en général des couleurs employées sur le verre ou la porçelaine et fondues au feu.

Les anciens ont connu le borax sous le nom de *chrysocalque*; mais ils en ont ignoré la nature.

Borate de soude octaèdrique.

1105. M. Payen est parvenu à produire à volonté un nouveau borate de soude qui diffère du précédent, et par sa forme cristalline, et par la proportion d'eau qu'il renferme. Ce borax cristallise en octaèdres réguliers; sa pesanteur spécifique est de 1,815; la dureté de ses cristaux est plus grande que celle du borax prismatique; sa cassure est très-luisante et ondulée comme celle du cristal. L'air humide et l'eau rendent les cristaux octaédriques opaques; tandis qu'ils conservent leur transparence dans l'air sec.

Les différences qu'on observe entre les propriétés du borax prismatique et du borax octaédrique tiennent à ce que ce dernier contient moitié moins d'eau; en effet, d'après l'analyse faite par M. Payen, il est formé de:

1 at. borax anhydre	=	1262,88	ou bien	69,19
10 at. eau	=	562,40		30,81
1 at. borax octaédrique	=	1825,28		100,00

Les masses formées par les cristaux de ce borax présentent une adhérence si intime, que cette qualité permet de les tailler en morceaux de toutes les dimensions, pour les emplois dans lesquels il doit offrir assez de prise et de la

résistance aux frottemens. Les bijoutiers le préfèrent à l'autre.

Le borax octaédrique convient encore mieux que l'autre dans la brasure en cuivre, parce qu'il se boursoufle moins et coule plus promptement. Il est aussi préférable au borax prismatique, parce que son volume étant moins considérable, l'arrimage dans les navires et les magasins est moins dispendieux; il en serait de même pour les frais de transport, qui sont diminués dans le rapport de 70 à 53.

1106. On obtient le borax octaëdrique, en faisant dissoudre dans l'eau le borax ordinaire, en quantité suffisante pour que la liqueur bouillante marque 30° à l'aréomètre de Beaumé. On l'abandonne alors à un refroidissement lent et régulier. Dès qu'elle est parvenue à 79° centigrade, elle commence à déposer des cristaux octaëdriques, et elle continue ainsi, jusqu'à ce qu'elle soit parvenue à 56° centigrade; à ce terme, elle ne donne plus que du borax prismatique.

Pour obtenir ce produit en grand, M. Buran, qui en versait depuis plusieurs années dans le commerce, sous forme de masses confuses, procède de la manière suivante. Il fait une dissolution bouillante de borax à 32° de Beaumé, il ferme la chaudière pour ralentir le refroidissement, et au bout de six jours, en opérant sur un millier de borax, il recueille le produit. Celui-ci consiste en une couche épaisse et dense de borax octaëdrique, à la surface de laquelle se trouve un peu de borax prismatique que l'on en détache aisément.

Il paraît qu'une ébullition prolongée est nécessaire pour que le borax octaëdrique se forme en abondance.

1107. Ces variations dans l'état du borax feront apprécier la nécessité d'un mode d'essai facile pour en déterminer le titre commercial.

M. Gay-Lussac a proposé, pour l'essai du borax, un

moyen fort simple et susceptible d'une précision suffisante. Il est fondé sur la différence de la teinte que l'acide sulfurique et l'acide borique communiquent à la teinture de tournesol. Le premier la colore en rouge pelure d'ognon, le second en rouge vineux.

L'essai se fait donc à la manière des essais alcalimétriques. En opérant sur 15 grammes de borax, il a fallu 77,2 demi-centimètres cubes d'acide sulfurique, au vingtième, pour l'exacte saturation de la soude. L'acide sulfurique concentré employé est donc égal à 3,835, et il devrait être, par le calcul, égal à 3,855. La différence est insignifiante, comme on voit, et dès que le procédé atteint une pareille précision, il présente toutes les garanties désirables au commerce.

Pour faire l'essai, on dissout à chaud 15 grammes de borax dans 50 centimètres cubes d'eau, on y ajoute les 9/10 de l'acide sulfurique nécessaire, et on laisse refroidir. On achève ensuite la saturation, et on retranche trois gouttes de la quantité d'acide employée. L'expérience a fait voir qu'il fallait cette quantité pour détruire l'influence que l'acide borique et le sulfate de soude exercent sur la coloration.

Silicate de soude.

1108. La soude se combine en plusieurs proportions avec la silice; mais les composés, ainsi formés, n'ont pas tous le même degré de stabilité.

Quand on fond la silice avec 5, 6, 7 fois son poids de carbonate de soude, tout l'acide carbonique n'est point chassé. Si la dose d'alcali est moindre, la réaction est complète, et l'on obtient un verre que le refroidissement rend opaque et qui attire l'humidité de l'air. Enfin, si l'on maintient ce verre en fusion pendant long-temps, une grande partie de la soude se volatilise, et il reste un silicate dans lequel la silice et la soude sont en proportion

définie. Mais celui-ci est encore soluble dans l'eau bouillante, quoique l'eau froide l'attaque faiblement, et qu'il conserve sa transparence vitreuse après le refroidissement ou l'exposition à l'air.

Le silicate de soude offre toujours une teinte verdâtre ou bleuâtre, quoiqu'on l'ait préparé avec des matières très-pures : à cela près, il ne diffère en rien du silicate de potasse.

Le silicate de soude, mêlé ou combiné avec une certaine quantité de silicate de chaux, constitue le verre à vitres et la plupart des verres blancs de qualité commune. Le verre des glaces est encore un silicate à base de soude et de chaux. Le silicate de soude avec excès de base, étant facilement attaqué par l'eau et les acides, on transforme la plupart des minéraux siliceux en silicate de soude, quand il s'agit de les analyser.

Carbonate de soude.

1109. Il est formé de

1 at. soude	= 390,92	ou bien	58,57	100
2 at. acide	= 275,33		41,43	
1 at. carb. sec	= 666,25		37,21	100
20 at. eau	= 1124,80		62,79	
1 at. carb. cr.	= 1791,05			

Ce sel est acre, légèrement caustique, très-soluble dans l'eau et plus à chaud qu'à froid. Il cristallise par le refroidissement sous forme de prismes rhomboïdaux, ou de deux pyramides quadrangulaires appliquées base à base, et à sommets tronqués; à l'air, il s'effleurit; il éprouve la fusion ignée un peu au-dessus de la chaleur rouge; la chaleur la plus forte ne le décompose pas, à moins qu'il ne soit soumis en même temps à l'influence de l'eau.

1110. Ce sel s'extrait, en France, en Espagne, etc., des plantes qui croissent sur les bords de la mer. Celles-ci contiennent de l'oxalate de soude qu'on transforme en carbonate par la calcination. On le débarrasse des matières étrangères par lavage et cristallisation, quand c'est nécessaire.

Pour extraire la soude des plantes marines, on coupe ces plantes, on les fait sécher à l'air, et on les brûle dans des fosses dont la profondeur est d'environ un mètre, et la largeur de 1 mètre 3 cent. Cette combustion se fait en plein air, sur un sol bien sec, et dure plusieurs jours. Elle procure, au lieu de cendres, une masse saline, dure et compacte, à demi fondue, que l'on concasse, et qu'on verse dans le commerce sous le nom de *soude*. Les diverses soudes se distinguent par le nom *du pays* où elles sont faites, ou par celui de la plante qui les fournit.

Ces soudes brutes renferment, en proportions diverses, du carbonate et du sulfate de soude, du sulfure de sodium, du sel marin, du carbonate de chaux, de l'alumine, de la silice, de l'oxide de fer, et enfin du charbon échappé à l'incinération. Elles contiennent quelquefois du sulfate de potasse, du chlorure de potassium, de l'iodure et du brômure de calcium.

La plus estimée est la barille ou soude d'Espagne connue dans le commerce, sous le nom de soude d'Alicante, de Carthagène, de Malaga; on l'extrait de plusieurs plantes, mais particulièrement de la barille, espèce de *salsola*, cultivée avec soin sur les côtes d'Espagne. Cette soude contient de 25 à 30 pour 100 de carbonate de soude sec.

Les soudes qu'on récolte en France sont loin d'offrir cette richesse; on en distingue trois espèces:

1°. Le *Salicor* ou soude *de Narbonne*, qui provient de la combustion du *salicornia annua*, qu'on cultive aux environs de Narbonne. Cette plante est semée et récoltée dans la même année. On la coupe après l'époque de la

fructification. La soude qui en provient contient 14 à 15 p. o/o de carbonate de soude : on l'emploie dans la verrerie en verre vert ou *chambourin*.

2° La *blanquette* ou *soude d'Aiguemorte*, qui s'extrait entre Frontignan et Aiguemorte, de toutes les plantes salées qui croissent sur les bords de la mer : ces plantes sont le *salicornia europæa*, le *salsola tragus*, l'*atriplex portulacoïdes*, le *salsola kali* et le *statice limonium*. C'est la première de ces plantes qui donne le plus de soude, et la dernière qui en donne le moins. Toutes abondent en sel marin qui en faisait autrefois un objet de fraude. Cette soude ne contient que 3 à 8 p. o/o de carbonate de soude.

3°. Le *Wareck* ou *soude de Normandie*, que l'on retire des fucus qui croissent abondamment sur les côtes de l'océan : c'est la moins riche comme soude ; elle en contient à peine ; mais elle contient, au contraire, beaucoup de sulfate de soude et de potasse, et de chlorure de potassium ou de sodium avec un peu d'iodure de potassium. Elle est réellement employée comme matière riche en potasse, par les verriers ou par les salpétriers. On s'en sert aujourd'hui pour extraire l'iode.

Depuis quelques années, on fabrique, en France, une quantité énorme de soude artificielle, par un procédé très-ingénieux découvert par Leblanc. Cette fabrication fera l'objet d'un chapitre particulier.

Sesqui-carbonate de soude.

1111. Ce sel est formé de

1 at. soude	=	390,92	ou bien 48,62	100
3 at. acide	=	412.98	51,38	
1 at. sel sec	=	803,90	78,14	999
4 at. eau	=	224,96	21,86	
1 at. sel crist.	=	1028,86		

Pendant long-temps, le sesqui-carbonate de soude a été confondu avec le carbonate ordinaire; mais sa composition ainsi que ses caractères sont bien différens.

En Angleterre, pour les fabricans de *sodawater*, on prépare le sesquicarbonate de soude en dissolvant dans 4 parties d'eau, 6 parties de carbonate de soude et 4 parties de carbonate d'ammoniaque. On évapore la dissolution à pellicule, à une douce chaleur, et par le refroidissement il se dépose du sesqui-carbonate en plaques cristallines ou en poudre grenue. On n'a point pu faire cristalliser ce sel d'une manière régulière, quoiqu'on le rencontre dans la nature sous cette forme et très-abondamment.

Le sesqui-carbonate de soude cristallise en prismes rhomboïdaux terminés par des pyramides quadrangulaires. Il est soluble dans l'eau et possède une réaction alcaline; mais il est inaltérable à l'air. Il se conserve même si bien, qu'on assure que les murailles de Cassar, fort d'Afrique, actuellement en ruines, ont été construites avec des masses naturelles de ce sel, qui se rencontre dans quelques lacs d'Afrique.

1112. C'est presque toujours le sesqui-carbonate de soude qu'on a rencontré dans la nature. Celui qu'on retire des lacs est mêlé avec une certaine quantité de sel marin et de sulfate de soude; il porte dans le commerce le nom de *natron*. On le désigne souvent aussi sous le nom de *trona*.

Le natron nous vient principalement d'Egypte : deux des lacs d'où on le tire sont situés dans le désert de Thaïat ou de Saint-Macaire, à l'ouest du Delta. En hiver, une eau d'un rouge violet transude à travers leur fond, et s'élève jusqu'à près de deux mètres; mais au retour des chaleurs, cette eau s'évapore complétement, et laisse une couche de natron qu'on détache avec des barres de fer. En Hongrie, on retire aussi du natron de plusieurs lacs qui se trouvent aux environs de Debreczin. Ces lacs sont appelés *Fejer-To* ou *Lacs-Blancs*, parce que pendant

l'été, l'eau de ces lacs venant à s'évaporer, couvre le sable qui en constitue le fond, d'une efflorescence neigeuse d'un blanc éblouissant, qui n'est autre chose que du natron. Les plaines qui bordent la mer noire, celles qui entourent la mer Caspienne, la Perse, l'Arabie, l'Inde, le Thibet, la Chine, la Sibérie, le pays des Bochismans et surtout le grand désert en Afrique fournissent aussi du natron.

Il existe également dans plusieurs autres lieux, et particulièrement en Amérique, des lacs qui en contiennent. On trouve, d'ailleurs, ce sel en dissolution dans certaines eaux minérales, et en efflorescence, à la surface de quelques terrains et de quelques murs.

1113. Il paraît que le natron résulte de la décomposition du sel marin, par le carbonate de chaux : aussi M. Berthollet a-t-il observé que partout où ces deux sels se trouvent mêlés, il se forme des efflorescences de sesqui-carbonate de soude.

Quoi qu'il en soit de cette supposition, on peut admettre que, dans presque tous les cas, le natron est un produit qui accompagne assez ordinairement les terrains salifères, et qui se forme surtout dans le voisinage des montagnes calcaires. Mais il est plus facile d'expliquer la formation du natron par la décomposition du sulfate de soude qui accompagne toujours le sel marin, que par celle du sel marin lui-même. Le sulfate de soude peut en effet se transformer en sulfure de sodium, par l'action des matières organiques dissoutes dans l'eau des lacs natrifères, et le sulfate de sodium passe, à son tour, à l'état de sesquicarbonate de soude, au moyen de l'acide carbonique dissous dans l'eau.

Bicarbonate de soude.

1114. Le bicarbonate de soude contient :

1 at. soude	= 390,92 ou bien	41,52	100
4 at. acide	= 551,32	58,48	
1 at. sel sec	= 942,24	89,26	100
2 at. eau	= 112,48	10,74	
1 at. sel crist.	= 1054,72		

Il cristallise en prismes rectangulaires à quatre pans. Sa saveur est faiblement alcaline ; à la température ordinaire, l'eau n'en dissout que le dixième de son poids. En chauffant la dissolution, le sel passe à l'état de sesquicarbonate.

On l'obtient en saturant à froid le carbonate de soude, d'acide carbonique, au moyen d'un appareil fort ingénieux qui se trouve figuré dans la planche 25.

Le bicarbonate de soude fait évidemment partie des eaux alcalines gazeuses, tant naturelles que factices. Aussi, M. D'Arcet, partant des propriétés bien connues de ces eaux, est-il parvenu à former, au moyen du bicarbonate de soude, des pastilles qui, prises après le repas, favorisent éminemment la digestion.

Extraction du sodium.

1115. Le sodium s'extrait par les procédés déjà décrits pour l'extraction du potassium. Il paraît néanmoins que la décomposition de la soude par le fer, ou celle du carbonate de soude par le charbon, s'opèrent avec plus de difficulté que lorsqu'il s'agit de la potasse. Il paraît aussi, qu'en mêlant la soude ou le carbonate de soude avec un peu de potasse ou de carbonate de potasse, l'opération devient plus facile. Il se forme ainsi un alliage cassant de potassium et de sodium, dont on sépare tout le potassium au moyen d'une oxidation lente : pour cela, on réduit l'alliage obtenu

en plaques, on les met dans un flacon, on les recouvre de naphte et on renouvelle de temps en temps l'air. Au bout de quelques jours, tout le potassium a disparu, et il reste du sodium très-ductile et très-pur.

CHAPITRE III.

Lithium; oxide et chlorure de lithium; sels de lithine formés par les acides minéraux non métalliques.

1116. M. Arfwedson a découvert, dans ces derniers temps, en faisant l'analyse de la pétalite, minéral qui existe dans la mine d'Uto en Suède, un oxide alcalin, auquel on a donné le nom de *lithine*, de λιθος (pierre). On l'a également rencontré dans le triphane et la tourmaline verte.

MM. Arfwedson et Gmelin ne purent parvenir à réduire cet oxide au moyen d'une pile galvanique; mais Davy, avec une pile plus forte, en a extrait le métal. Le lithium ressemble beaucoup au *sodium*.

Hydrate d'oxide de lithium. (Lithine.)

1117. Cet hydrate est blanc, sans odeur, presque aussi caustique que la potasse ou la soude; sa cassure est cristalline. Exposé à l'air, il en attire peu à peu l'humidité et l'acide carbonique; cependant, il se conserve parfaitement sec. Sa solubilité est plus grande que celle de la baryte; mais elle est beaucoup moindre que celle de la potasse ou de la soude.

Voici le procédé suivi pour extraire l'oxide de lithium, des pierres qui le renferment : après avoir réduit la pierre en poudre fine, on la mêle avec quatre fois son poids de carbonate ou de nitrate de baryte; ensuite on calcine fortement le mélange dans un creuset de platine, pendant une heure

et demie. Le produit est une masse blanche, assez compacte, mais non fondue, qui, étant traitée par l'acide hydrochlorique faible, est dissoute en partie; on évapore jusqu'au point de dessécher les chlorures. On peut alors séparer la silice en délayant le résidu dans l'eau chaude, filtrant la liqueur, et lavant le filtre; toute la silice reste sur celui-ci, tandis que les autres matières, dissoutes par l'eau, passent à travers.

La nouvelle dissolution contient les chlorures de lithium, d'aluminium, de barium et de fer; on y ajoute assez d'acide sulfurique pour précipiter toute la baryte et pour décomposer les chlorures. On sature l'excès d'acide par l'ammoniaque, et on verse dans la liqueur neutre du carbonate d'ammoniaque, qui précipite, tout à la fois, l'alumine et l'oxide de fer. Une seule filtration suffit pour séparer ces divers précipités; la liqueur contient alors du sulfate et de l'hydrochlorate d'ammoniaque et du sulfate de lithine, on l'évapore à sec et on calcine le résidu. Les sels volatils sont chassés; et l'on a du sulfate de lithine pur.

On fait dissoudre le sulfate de lithine dans l'eau et on y verse assez d'eau de baryte pour en précipiter tout l'acide sulfurique; la lithine reste seule en dissolution. En filtrant et évaporant, on pourra obtenir cette substance à l'état de pureté.

1118. On peut encore s'y prendre d'une autre manière, pour obtenir la lithine du sulfate; on dissout ce sel, on verse dans la dissolution assez d'acétate de baryte pour en précipiter tout l'acide sulfurique. On sépare le sulfate de baryte de l'acétate de lithine, on évapore celui-ci et on le chauffe au rouge dans un creuset de platine; l'acide acétique est décomposé, et on obtient du carbonate de lithine fondu. Après l'avoir pulvérisé, on le dissout par une suffisante quantité d'eau chaude, à laquelle on ajoute de la chaux caustique éteinte; l'ébullition est soutenue

pendant quelque temps, puis on filtre; le carbonate de chaux reste sur le filtre, la lithine passe en dissolution; elle est desséchée, puis fondue dans un creuset d'argent.

On a calculé, d'après la composition du sulfate de lithine, que cet alcali est formé de :

1 at. lithium	= 127,80	ou bien 56,10	} 100
1 at. oxigène	= 100,00	43,90	
1 at. oxide	= 227,80	66,95	} 100.
2 at. eau	= 112,48	33,05	
1 at. hydrate	= 340,28		

Chlorure de lithium.

1119. Le chlorure de lithium n'a pas été formé directement, mais on peut l'obtenir soit en saturant la lithine par l'acide hydrochlorique, soit en décomposant le carbonate par le même acide. Il ne cristallise point, mais il se dépose, pendant l'évaporation, en forme d'une croûte, d'une texture irrégulière. Il est très-fusible et très-déliquescent.

Composition. Il est formé de :

1 at. lithium	= 127,80	ou bien 22,42
2 at. chlore	= 442,64	77,58
1 at. chlorure	= 570,44	100,00

On n'a pas examiné les combinaisons que peut former le lithium en s'unissant au brôme, à l'iode, au fluor ou aux autres corps combustibles simples.

Sels de lithine.

1120. Les sels de lithine se distinguent par la propriété qu'a cet alcali de former avec l'acide phosphorique un sel difficile à dissoudre. Une dissolution de lithine n'est pas précipitée par un alcali caustique à froid, ni à chaud par un carbonate alcalin, qui forme au contraire un dépôt de

carbonate de lithine dans la dissolution froide et concentrée.

La lithine, d'après M. Berzélius, a une si grande tendance à attaquer le platine, que cette propriété peut servir de caractère pour reconnaître une petite quantité de lithine dans une substance quelconque. En la chauffant avec de la soude sur une feuille de platine, la soude déplace la lithine, et le platine prend autour de la masse fondue une couleur plus ou moins foncée, suivant la quantité de lithine. Les sels de lithine sont en général très-fusibles.

Sulfate de lithine.

1121. Ce sel est très-soluble dans l'eau ; sa saveur est salée et n'a rien d'amer ; il ne cristallise qu'en masses irrégulières. L'air est sans action sur lui, et contre l'ordinaire des sels de lithine, il est très-difficile à fondre. Si on y ajoute un peu de sulfate de chaux, il fond au rouge obscur.

Il est formé de :

1 at. lithine	= 227,80	ou bien	31,25
1 at. acide sulfurique	= 501,16		68,75
	728,96		100

Nitrate de lithine.

1122. Ce sel est très-déliquescent ; à peine a-t-il été soumis quelques instans au contact de l'air, qu'il se résout en eau. Lorsqu'on l'évapore lentement, il cristallise tantôt en prismes rhomboïdaux réguliers, tantôt en aiguilles. Sa saveur est semblable à celle du salpêtre. Il est extrêmement fusible au feu et devient liquide comme de l'eau.

Sa composition doit être :

1 at. lithine	= 227,80	ou bien	25,17
1 at. acide nitrique	= 677,02		74,83
1 at. nitrate	= 904,82		100,00

Borate.

1123. Ce sel est soluble dans l'eau. Il a une réaction d'alcali, se gonfle au feu en perdant son eau de cristallisation, se fond ensuite en un verre transparent, et se comporte d'ailleurs comme le borax ordinaire.

Carbonate de lithine.

1124. Il est insoluble dans l'eau froide; il a un goût alcalin assez fort; il ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides. Il se fond et coule même à la chaleur, au-dessous du rouge; par le refroidissement, il prend l'aspect de l'émail. Il attaque fortement les creusets de platine.

C'est en décomposant le sulfate de lithine par l'acétate de baryte et en calcinant l'acétate obtenu qu'on se le procure. Pour cela on verse dans une dissolution de sulfate de lithine, autant d'acétate de baryte qu'il en faut pour précipiter tout l'acide sulfurique. En filtrant on sépare le sulfate de baryte, on évapore jusqu'à siccité et on obtient une masse qui a de la ressemblance avec la gomme; on la chauffe au rouge dans un creuset de platine, l'acide acétique est décomposé, et on obtient un carbonate de lithine fondu, mêlé de petites quantités de carbonate de baryte, de chaux et d'un peu de charbon. On réduit la masse en poudre, on la traite par l'eau bouillante jusqu'à ce qu'elle n'ait plus de réaction alcaline; les substances étrangères sont séparées par le filtre. Par une évaporation lente, il se forme une croûte composée de très-petits cristaux prismatiques de carbonate de lithine.

Il doit être formé de :

1 at. lithine	= 227,80	ou bien	45,28
2 at. acide carbonique	= 275,32		54,72
1 at. carbonate	= 503,12		100,00

1125. Les autres sels de lithine n'ont pas été examinés; nous renvoyons pour plus de détails, au mémoire de M. Arfwedson (*Ann. de Chim. et Phys*, t. x, pag. 82).

CHAPITRE IV.

Barium, oxides, chlorure, bromure, iodure, fluorure, sulfure de barium. Sels de barite formés par les acides minéraux non-métalliques.

Barium.

1126. Ce n'est qu'en 1808, qu'on est parvenu à décomposer la baryte et à en séparer le métal. Il est solide, semblable à l'argent par sa couleur; il se fond au-dessus de la chaleur rouge, mais il ne se volatilise pas à une température capable de fondre le verre. Exposé à l'air, il absorbe l'oxigène et se ternit. Projeté dans l'eau, il tombe au fond du vase avec beaucoup de vitesse, et l'on peut supposer qu'il est quatre ou cinq fois aussi pesant que ce liquide. Il décompose l'eau avec une grande énergie, s'empare de l'oxigène, et l'hydrogène devient libre.

Il est très-difficile de l'obtenir. M. Davy y est parvenu en faisant avec de la baryte une petite capsule, l'humectant et mettant dans son intérieur un globule de mercure, puis plaçant la capsule sur une plaque métallique; on met en contact d'une part, le fil négatif d'une pile en activité avec le mercure, et d'autre part, avec la plaque métallique, le fil positif de la même pile. L'oxigène de la baryte se rend au pôle positif, tandis que le

barium se rend au pôle négatif, où il trouve du mercure avec lequel il forme un alliage. Mais pour avoir un alliage riche en barium, il faut prolonger long-temps l'expérience; après quoi on met cet alliage dans une très-petite cornue avec de l'huile de naphte; on distille, l'huile se vaporise, chasse l'air; bientôt le mercure se vaporise lui-même, et on a le barium pour résidu.

Oxide de barium (baryte).

1127. La baryte est une substance poreuse, d'un blanc gris; elle est caustique; elle verdit fortement le sirop de violettes, rougit la couleur du curcuma, etc. Elle n'est point altérée par la chaleur. Exposée à l'air, elle en attire l'acide carbonique et l'humidité, et passe à l'état d'hydrate et de carbonate; sa couleur change à mesure qu'elle se combine avec l'eau et l'acide carbonique de l'air; du gris elle passe au blanc. L'eau, à la température ordinaire, dissout la 20e partie de son poids de baryte, et la 10e partie à la température de 100 degrés: la dissolution en se refroidissant laisse déposer des cristaux.

La baryte n'existe dans la nature que combinée avec l'acide carbonique ou avec l'acide sulfurique, et c'est de ces deux sels qu'on l'extrait en les transformant en nitrate et calcinant le nitrate dans une cornue de terre ou un creuset de platine.

D'après l'analyse du sulfate, la baryte serait formée de

1 at. barium	=	856,93	ou bien	89,55
1 at. oxigène	=	100		10,45
1 at. protoxide	=	956,93		100,00

On s'en sert dans les laboratoires, comme réactif.

Hydrate de baryte.

1128. En versant de l'eau sur de la baryte pure, celle-ci s'en empare avec tant de force qu'elle devient incandescente; il y a un grand dégagement de chaleur; il se forme un hydrate de baryte très-pesant, compacte, caustique; celui-ci attire lentement l'acide carbonique de l'air; il entre en fusion au-dessous de la température rouge, et il n'éprouve aucune altération.

Pour l'obtenir, on met de la baryte dans un creuset de platine ou d'argent, et on y ajoute de l'eau jusqu'à ce qu'elle soit réduite en bouillie; on la chauffe pour chasser l'excès d'eau, et lorsque l'hydrate est en fusion, on le coule dans une capsule d'argent, et on le met dans un flacon bouché à l'émeri.

Il est composé de

1 at. baryte	=	956,93	ou bien	89,49
2 at. eau	=	112,48		10,51
1 at. hydrate fondu	=	1069,41		100,00

1129. La dissolution de baryte, qui est fréquemment employée dans les laboratoires de chimie, s'obtient en faisant dissoudre dans l'eau chaude l'hydrate de baryte ou la baryte même, puis filtrant la liqueur et la recevant dans un flacon bouchant à l'émeri. Lorsque la dissolution est saturée, il se dépose, par le refroidissement, des prismes hexagones, terminés à chaque extrémité par une pyramide tétraèdre, qui souvent s'attachent les uns aux autres de manière à imiter une feuille de fougère.

On croit que ces cristaux sont formés de 37 d'eau et de 53 de baryte; en nombres atomiques, ils seraient formés de

1 at. baryte	=	956,93	ou bien	62,99
10 at. eau	=	562,40		37,01
1 at. hydrate cristallisé	=	1519,33		100,00

L'eau de baryte est âcre et caustique; elle rougit la teinture de curcuma, verdit le sirop de violette, etc. Exposée à l'air, elle en attire peu à peu l'acide carbonique et se couvre d'une pellicule blanche de carbonate.

Bioxide de barium.

1130. Lorsqu'on chauffe de la baryte dans le gaz oxigène, ce gaz est absorbé avec assez de rapidité, et pendant que la combinaison a lieu, la baryte devient un peu incandescente. Le bioxide de barium est très-peu sapide; il est d'un gris blanc. Mis en contact avec l'eau froide, il se délite et forme un hydrate insoluble. A la température de 100°, cet hydrate abandonne son excès d'oxigène et se transforme en protoxide de barium qui se dissout dans l'eau. En chauffant le bioxide dans le gaz hydrogène, ce gaz est absorbé avec une vive incandescence et avec production de flammes verdâtres; le bioxide se transforme en baryte et il se forme de l'eau qui reste unie à la baryte.

Il est formé de

1 at. barium	=	856,93	ou bien	81,08
2 at. oxigène	=	200,00		18,92
1 at. bioxide	=	1056,93		100,00

Le bioxide de barium est employé pour la préparation de l'eau oxigénée.

Chlorure de barium.

1131. Le chlorure de barium était connu depuis longtemps, sous le nom de *muriate de baryte*; ce composé a une saveur âcre, piquante et fort désagréable. C'est un poison ainsi que tous les autres composés de baryte. Sa pesanteur spécifique est 2,825; 100 parties d'eau en dissolvent 34,86 à 15°,64, et 59°,58 à 105°,48. Il cristallise en prismes

à quatre pans, très-larges, peu épais. Ces cristaux sont inaltérables à l'air; exposés à l'action de la chaleur, ils décrépitent et ils se fondent à une température très-élevée.

1132. Plusieurs procédés peuvent être employés pour l'obtenir : le carbonate naturel étant assez abondant, le plus court, consiste à décomposer ce sel par l'acide hydro-chlorique; mais assez ordinairement c'est du sulfate qu'on l'extrait. Pour cela, on prend une partie de sulfate de baryte et une partie de chlorure de calcium; on réduit le sulfate et le chlorure en poudre et l'on en fait un mélange, dont on remplit presque entièrement un creuset de Hesse, auquel on lute son couvercle et qu'on expose pendant une heure à l'action du feu dans un fourneau à réverbère. Ces deux corps fondent et se décomposent mutuellement. Le creuset étant refroidi, on le casse et on pile la masse qui est jetée dans une bassine pleine d'eau bouillante; on agite et puis l'on filtre promptement; par l'évaporation, on obtient le chlorure de barium, qui se dépose en cristaux, tandis que le chlorure de calcium non décomposé reste dissous.

Il ne faut pas laisser le mélange trop long-temps en contact avec l'eau, car tout le sulfate de baryte se recomposerait.

On peut encore l'obtenir par le procédé que nous indiquerons pour obtenir le nitrate : au lieu d'acide nitrique, on se sert alors d'acide hydrochlorique pour décomposer le sulfure de barium.

Il est composé de

1 at. barium	=	856,93	ou bien	65,94
2 at. chlore	=	442,64		34,06
1 at. chlorure	=	1299,57		100,00

On se sert du chlorure de barium en dissolution, pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné.

Brômure de barium.

1133. Le brômure de barium peut s'obtenir soit en agitant l'hydrate de baryte avec une solution ètherée de brôme, soit en combinant directement la baryte avec l'acide hydro-brômique. Il est fusible, très-soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, et il cristallise sous forme de mamelons opaques.

Il est composé de

1 at. barium	=	856,93	ou bien 47,98
2 at. brôme	=	932,80	52,02
1 at. brômure	=	1789,73	100,00

Iodure de barium.

1134. Lorsqu'on fait passer sur de la baryte, du gaz acide hydriodique refroidi à 20° au-dessous de zéro, elle devient incandescente, et il se forme de l'eau en abondance. Il est évident que la baryte et l'acide sont décomposés l'un et l'autre et qu'il se forme de l'eau et un iodure de barium.

Ces iodure est très-soluble dans l'eau; il est un peu déliquescent; il cristallise en fines aiguilles, ayant l'apparence du chlorure de strontium. Il se décompose peu à peu à l'air et donne lieu a un polyiodure, et à du carbonate de baryte. Chauffé au rouge, il n'entre point en fusion. Si alors on dirige sur lui un courant d'oxigène, des vapeurs d'iode apparaissent et la matière devient alcaline, ce qui prouve que le barium a plus d'affinité pour le gaz oxigène que pour l'iode.

On peut se le procurer aisément, en dissolvant la baryte dans l'acide hydriodique, et en chauffant au rouge l'iodure formé ou bien en faisant usage des procédés indiqués pour l'iodure de potassium.

Il est composé de

1 at. barium	=	856,93	ou bien	35,35
2 at. iode	=	1566,70		64,65
1 at. iodure	=	2423,63		100,00

Fluorure de barium.

1135. Ce corps n'a pas été l'objet des recherches des chimistes; nous ne savons rien de particulier sur ses propriétés.

Sulfure de barium.

1136. Le sulfure de barium cristallise en lames blanches soyeuses et ordinairement semblables à des écailles; sa saveur est âcre et sulfureuse; il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide; il est capable de dissoudre une assez grande quantité de soufre, et de former des polysulfures; exposé à l'air, il se transforme en hyposulfite de barite.

Pour l'obtenir on prend du sulfate de baryte le plus pur possible; après l'avoir pulvérisé et tamisé, on le mêle avec la 6e partie de son poids de charbon; on remplit un creuset de terre presque entièrement du mélange, on recouvre le creuset de son couvercle, et on l'expose pendant deux heures à l'action d'un feu violent : au bout de ce temps, le sulfate est converti en sulfure de barium. Pour le purifier et le séparer du charbon avec lequel il se trouve mêlé, on le fait bouillir avec 8 ou 10 fois son poids d'eau, on filtre la liqueur lorsqu'elle est encore chaude, et par le refroidissement elle donne des cristaux, qu'on dessèche en les pressant dans du papier joseph.

Il est formé de

1 at. barium	=	856,93	ou bien	80,98
1 at. soufre	=	201,16		19,02
1 at. sulfure	=	1058,09		100,00

Sels de baryte.

1137. Les sels de baryte sont, pour la plupart, insolubles dans l'eau. Ils sont blancs ou transparens, et en général ils affectent la forme cristalline.

Les sels de baryte, solubles dans l'eau, sont précipités par le sulfate de strontiane en dissolution, et le précipité blanc pulvérulent est insoluble dans l'acide nitrique.

La plupart des sels de baryte sont vénéneux.

Chlorate de baryte.

1138. Il a une saveur âcre; il cristallise en prismes carrés, terminés par une surface oblique et quelquefois perpendiculaire à l'axe du cristal; il se dissout dans quatre parties d'eau à 10°, et dans une moins grande quantité d'eau bouillante. Exposé à l'action du feu, il laisse dégager, selon M. Vauquelin, de l'oxigène et du chlore, et il se forme un chlorure de barium et de la baryte.

Il s'obtient en combinant l'acide chlorique avec la baryte. Il est formé de

1 at. baryte	=	956,93	ou bien	50,38
1 at. acide chlorique	=	942,64		49,62
1 at. chlorate	=	1899,57		100,00

Iodate de baryte.

1139. Ce sel ne fuse point sur les charbons incandescens; il est inaltérable à l'air. Il est peu soluble; 100 parties d'eau en dissolvent 0,03 à 18°, et 0,06 à 180°. Son peu de solubilité fait qu'on peut l'obtenir par voie de double décomposition. On l'obtient encore en mettant l'iode en contact avec l'eau de baryte. Il se forme de l'iodure de barium soluble, et il se précipite une poudre blanche qui est l'iodate de baryte. Pour le purifier, on le lave sur un filtre. Il ne se dessèche pas complétement par une chaleur de 100°.

Exposé à l'action du feu dans une cornue, il laisse dégager de l'oxigène, de l'iode, et il reste dans la cornue de la baryte.

Il est formé de

1 at. baryte	= 956,93	ou bien	31,65
1 at. acide iodique	= 2066,70		68,35
1 at. iodate	= 3023,63		100,00

Sulfate de baryte.

1140. Ce sel, connu des anciens sous le nom de *spath pesant*, est blanc, insoluble dans l'eau, par conséquent insipide. L'acide sulfurique forme un précipité dans les sels de baryte, lors même que la dissolution ne contient que 1/20,000 de sel ; le précipité est insoluble dans l'acide nitrique. Toutefois, le sulfate de baryte est soluble dans l'acide sulfurique concentré ; l'eau précipite cette dissolution. Il ne fond qu'à une température très-élevée. Lorsqu'on en forme une pâte avec de la farine, et qu'on la chauffe au rouge, on obtient un produit qui luit dans l'obscurité ; c'est le *phosphore de Bologne.*

Le sulfate de baryte se trouve en grande quantité dans la nature, tantôt en rognons, en stalactites, en masses fibreuses, lamellaires, grenues ou compactes, tantôt en espèce de tables rectangulaires biselées sur les bords, quelquefois en octaèdres cunéiformes. Sa pesanteur spécifique est 4,08.

Il est formé de

1 at. baryte	= 956,93	ou bien	65,63
1 at. acide sulfurique	= 501,16		34,37
1 at. sulfate	= 1458,09		100,00

On s'en sert comme fondant dans les fonderies de cuivre de Birmingham. Dans les laboratoires, c'est de ce sel qu'on extrait la baryte et tous les composés de baryte.

Sulfite de baryte.

1141. Le sulfite de baryte est insoluble dans l'eau. On le prépare en versant une solution d'un sulfite soluble dans une solution de sel de baryte. Exposé long-temps à l'air, il se transforme en sulfate. Par une chaleur forte, il laisse dégager du soufre, et se change également en sulfate.

Il est formé de

1 at. baryte	= 956,93	ou bien	70,46
1 at. acide sulfureux	= 401,16		29,54
1 at. sulfite	= 1358,09		100,00

Hyposulfate de baryte.

1142. Ce sel exige pour se dissoudre 4 parties d'eau à 18° et seulement 1,1 d'eau bouillante. Il est insoluble dans l'alcool. Sa saveur est amère et astringente. Sa dissolution n'est point altérée ni par le chlore ni par l'air. L'acide sulfurique en précipite tout à coup la baryte. Ses cristaux, exposés au feu, décrépitent fortement.

Il est composé de

1 at. barite	= 956,93	ou bien	51,47	100
1 at. acide	= 902,32		48,53	
1 at. hyposulfate	= 1859,25		89,21	100
4 at. eau	= 224,96		10,79	
1 at. hypos. crist.	= 2084,21			

Quand on fait cristalliser l'hyposulfate de barite par évaporation spontanée, il retient 8 atomes d'eau de cristallisation. Il cristallise alors en prismes quadrangulaires, obliques, terminés par quatre facettes. Ceux-ci sont efflorescens et perdent à l'air 4 atomes d'eau.

Sélénite de baryte.

1143. Le sélénite de baryte est insoluble dans l'eau, pulvérulent, et ne change pas la couleur du papier de tour-

nesol humide. Il ne se fond pas à la chaleur capable de fondre le verre; il paraît ne point contenir d'eau de cristallisation. On l'obtient en précipitant le chlorure de barium par un sélénite soluble.

Il est formé de

1 at. Baryte	= 956,93	ou bien 57,9
2 at. Acide	= 694,60	42,1
1 at. Sélénite	= 1651,53	100,0

Bisélénite.

1144. Le bisélénite se forme, lorsqu'on dissout le carbonate de baryte dans l'acide sélénieux, jusqu'à ce que l'effervescence ait cessé. Si l'on fait évaporer la dissolution, le bisélénite cristallise en forme de grains ronds, translucides, et dont la surface est quelquefois polie. En brisant ces grains, on les trouve composés de rayons concentriques.

Il est formé, d'après M. Berzélius, de

1 at. baryte	= 956,93	ou bien 40,74
4 at. acide	= 1389,20	59.26
1 at. bisélénite	= 2346,13	100,00

Phosphate de baryte.

1145. Il paraît, d'après M. Berzélius, que l'acide phosphorique se combine en trois proportions avec l'acide phosphorique, et forme un phosphate, un sesquiphosphate et un biphosphate. Nous nous contenterons de dire quelques mots du phosphate.

Ce sel est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau; mais si l'on ajoute de l'acide phosphorique, nitrique ou hydrochlorique, il passe à l'état de biphosphate, qui est soluble.

Ce sel se prépare en versant une dissolution de phos-

phate d'ammoniaque neutre dans une autre dissolution également neutre de chlorure de barium, lavant le précipité à grande eau, le recueillant, le séchant, et le chauffant dans un creuset jusqu'au rouge.

Voici sa composition :

2 at. baryte	=	1713,86 ou bien	68,20
1 at. acide phosphorique	=	892,30	31,80
1 at. phosphate	=	606,16	100,00

Phosphite de baryte.

1146. Il est très-peu soluble, et peut cristalliser. On l'obtient aisément par voie de double décomposition. Il est formé de 1 atome de barite, de 1 atome d'acide et de 2 atomes d'eau ; de sorte qu'à la chaleur rouge, il se transforme en phosphate neutre et en hydrogène presque pur ou du moins à peine souillé d'hydrogène phosphoré.

Hypophosphite de baryte.

1147. Ce sel est très-soluble, et il cristallise difficilement. Il contient deux fois plus d'eau de cristallisation, quand il a été évaporé dans le vide, que lorsqu'on l'évapore par la chaleur. Dans le premier cas, il prend au moins 3 atomes d'eau. Chauffé en vases clos, il donne un phosphate neutre et du gaz hydrogène phosphoré. Chauffé au contact de l'air ou bien traité par l'acide nitrique, il donne un biphosphate.

Ces caractères appartiennent à l'hypophosphite obtenu au moyen de la barite, de l'eau et du phosphore. Ce sel concentré par la chaleur fournit des cristaux flexibles, d'un éclat noir, décrépitans à une chaleur faible et insolubles dans l'alcool.

Arséniate de baryte.

1148. L'arséniate de baryte est insoluble dans l'eau : on

peut donc l'obtenir en versant une dissolution d'arséniate de soude ou de potasse dans une dissolution de chlorure de barium, et lavant le précipité. Cependant, par l'addition d'un acide un peu fort, on pourrait rendre soluble l'arséniate de baryte; car alors il se formerait un biarséniate, qui est soluble. Il est formé de

2 at. baryte	= 1713,86	ou bien	57,05
1 at. acide arsénique	= 1440,70		42,95
1 at. arséniate	= 3154,56		100,00

Arsénite de baryte.

1149. Ce sel est insoluble. On l'obtient en poudre blanche par double décomposition. Il se compose de

2 at. baryte	= 1713,86	ou bien	43,54
1 at. acide arsenieux	= 1240,70		56,46
1 at. arsénite	= 2954,56		100,00

Nitrate de baryte.

1150. Les cristaux de ce nitrate sont des octaèdres réguliers qui souvent adhèrent l'un à l'autre sous forme d'étoiles; ils ne contiennent pas d'eau de cristallisation. 100 parties d'eau en dissolvent 5 parties à zéro, et 35,18 à 101° 65. Ce sel est inaltérable à l'air. Exposé au feu, il décrépite, entre en fusion à la chaleur rouge, se décompose, donne du gaz oxigène, du gaz azote, de l'acide nitreux et de la baryte en masse poreuse.

On le prépare ordinairement en faisant dissoudre le carbonate naturel dans l'acide nitrique, ou en décomposant, par le même acide étendu d'eau, le sulfure de barium dissous. Comme, en agissant par le second procédé, il se dégage beaucoup d'hydrogène sulfuré, il faut prendre la précaution de faire cette opération hors du laboratoire, et d'enflammer le gaz à mesure qu'il se dégage. La décomposition du sulfure étant opérée, on filtre la liqueur, et

on évapore convenablement, pour que le nitrate puisse cristalliser par le refroidissement. Il se dépose ordinairement en cristaux très-blancs. L'évaporation peut se faire dans une bassine en fonte, pourvu qu'on ait soin de maintenir la liqueur alcaline, par l'addition d'un peu de baryte. Voici sa composition :

1 at. baryte	=	956,93	ou bien	85,56
1 at. acide nitrique	=	677,02		41,44
1 at. nitrate	=	1633,95		100,00

On ne se sert du nitrate de baryte que pour extraire la baryte.

Hypoazotite de baryte.

1151. Ce sel a été examiné par M. Hermann Hess. Il est soluble et cristallise comme le nitrate de baryte. Mais il retient de l'eau de cristallisation qu'on ne peut pas lui enlever par la chaleur. Il est insoluble dans l'alcool. Il s'obtient en chauffant le nitrate de baryte, jusqu'à ce qu'il ne s'en dégage plus d'acide nitreux. Il est formé de

1 at. baryte	=	956,93	ou bien	61,47
2 at. deutoxide d'azote	=	377,02		24,07
4 at. eau	=	224,96		14,46
1 at. hypoazotite cristall.	=	1558,91		100,00

Carbonate de baryte.

1152. Ce sel se trouve dans la nature; il est ordinairement translucide; sa couleur est gris jaunâtre. On l'a rencontré en Angleterre, à Anglesarck, dans le Hancks-hire, sous forme de masses rayonnées dans leur intérieur; près de Neuberg, dans la Haute-Styrie et dans quelques autres lieux; mais en général il est rare. Sa pesanteur spécifique est de 4,33. Le carbonate de baryte produit artificiellement est blanc, sans saveur, quoique cependant ce soit un poison. Il se dissout à peine dans l'eau froide ou

bouillante. Il est plus soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique; celle-ci peut en dissoudre les 0,0012 de son poids. C'est un des quatre carbonates indécomposables par la chaleur. Il est formé de

1 at. baryte	=	956,93	ou bien	77,66
2 at. acide carbonique	=	275,33		22,34
1 at. carbonate	=	1232,26		100,00

CHAPITRE V.

Strontium; oxides, chlorure, iodure, sulfure de strontium; sels de strontiane formés par les acides minéraux non-métalliques.

Le strontium a beaucoup de ressemblance dans ses propriétés avec le barium; il s'obtient de la même manière.

La découverte de la strontiane n'est pas très-ancienne. Elle fut faite vers 1790, par Crawford, médecin écossais qui étudiait l'action des sels de baryte sur l'économie animale. Ayant essayé le prétendu carbonate de baryte de *Strontian*, il observa des différences très-caractérisées entre le chlorure qui en provenait et le vrai chlorure de barium. Plus tard Hope, Klaproth et Pelletier mirent hors de doute l'existence de ce nouveau corps.

Oxide de strontium (strontiane).

1153. Le protoxide de strontium a les mêmes propriétés que le protoxide de barium; comme lui il est en masse poreuse d'un gris blanchâtre; il est moins caustique; mais, il s'en distingue, en ce que, chauffé dans le gaz oxigène, il n'absorbe point ce gaz. On ne peut

obtenir le deutoxide de strontium qu'au moyen de l'eau oxigénée. La strontiane est formée de

1 at. strontium	=	547,30	ou bien	84,55
1 at. oxigène	=	100,00		15,45
1 at. protoxide	=	647,30		100,00

Hydrate de strontiane.

1154. Si on verse de l'eau sur de la strontiane, il y a un grand dégagement de chaleur, l'eau se combine à l'oxide et forme un hydrate qui possède, à quelques différences près, les mêmes propriétés que l'hydrate de baryte. Il est composé de

1 at. strontiane	=	647,30	ou bien	85,21
2 at. eau	=	112,48		14,79
1 at. hydrate fondu	=	759,78		100,00

D'un autre côté, l'eau froide dissout la quarantième partie de son poids de strontiane, et l'eau chaude en dissout la vingtième partie ; aussi, quand celle-ci en est saturée, laisse-t-elle déposer par refroidissement des cristaux, sous forme de lames minces dont les bords sont terminés par deux facettes qui se joignent et forment un angle aigu. Quelquefois les cristaux sont cubiques. Ils passent pour être formés de 68 d'eau et de 32 de strontiane.

On a donc pour la composition du surhydrate de strontiane, les résultats suivans :

1 at. strontiane	=	647,30	ou bien	67,62
24 at. eau	=	1349,76		32,38
1 at. hydrate cristallisé	=	1997,06		100,00

Bioxide de strontium.

1155. Le bioxide de strontium s'obtient, mais à l'état d'hydrate, en versant quelques gouttes d'eau oxigénée dans une dissolution de strontiane ; il se précipite alors sous forme de lames blanches, brillantes et satinées. Il est composé de

1 at. strontium	= 547,30	ou bien	73,23
2 at. oxigène	= 200,00		26,77
1 at. bioxide	= 747,30		100,00

Chlorure de strontium.

1156. En chauffant la strontiane dans du chlore gazeux, elle abandonne son oxigène, et le métal se combine avec le chlore.

Ce chlorure est incolore, sa saveur est âcre et pénétrante; il se dissout dans environ une fois et demie son poids d'eau, à 15°, et dans les 4/5 de son poids d'eau bouillante. Il faut 24 parties d'alcool pur, pour en dissoudre 1 partie à la température de 15°, et pour la même quantité 19 parties d'alcool bouillant. En laisant refroidir lentement la dissolution alcoolique, on peut l'obtenir en beaux cristaux ayant la forme de longues aiguilles qui sont des prismes hexaèdres. Sa dissolution alcoolique brûle avec une belle flamme pourpre. Ses cristaux ne s'altèrent point à l'air, à moins qu'il ne soit humide, et dans ce cas ils sont un peu déliquescens. Au feu, ils éprouvent la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. On l'obtient soit en dissolvant le carbonate naturel dans l'acide hydrochlorique, soit par les procédés que nous avons indiqués pour obtenir le chlorure de barium.

Il est formé de

1 at. strontium	= 547,30	ou bien	55,39
2 at. chlore	= 442,64		44,61
1 at. chlorure	= 989,94		100,00

Iodure de strontium.

1157. L'iodure de strontium est très-soluble dans l'eau, il cristallise en prismes très-fins. Chauffé à l'abri du contact de l'air, il ne s'altère pas; mais en contact avec l'oxigène, sous l'influence de la chaleur, il laisse dégager de

l'iode, et il passe à l'état de sous-iodure de strontiane, ou plus probablement de sous-iodite de strontiane.

On l'obtient en saturant la strontiane par l'acide hydriodique ou bien en décomposant l'iodure de fer par la strontiane. Il doit être formé de

1 at. strontium	= 547,30	ou bien	25,88
2 at. iode	= 1566,70		74,12
1 at. iodure	= 2114,00		100,00

Sulfure de strontium.

1158. Les propriétés de ce sulfure sont, à peu de chose près, les mêmes que celles du sulfure de barium. On le prépare de la même manière; mais il faut quelque soin pour obtenir ce sulfure sans mélange de strontiane libre. On doit faire avec beaucoup d'attention le mélange de charbon et de sulfate de strontiane, et porter la température au rouge blanc. Il se compose de

1 at. strontium	= 547,30	ou bien	73,13
1 at. soufre	= 201,16		26,87
1 at. sulfure	= 748,46		100,00

Sels de strontiane.

1159. Ils se distinguent par la propriété qu'ils ont de colorer en rouge pourpre la flamme de l'alcool et en général de tous les corps en combustion; ils sont précipités de leur dissolution par le sulfate de soude, comme les sels de baryte; mais ils diffèrent de ces derniers en ce que le sulfate de strontiane, qui est un peu soluble, forme un léger précipité dans les sels de baryte et ne trouble en aucune manière les sels de strontiane. En séparant la base du sel à essayer, et la transformant en chlorure, on peut encore distinguer sa nature très-facilement, car le chlorure de barium cristallise toujours en lames carrées, et le chlorure de strontium en longues aiguilles. Ce dernier carac-

tère peut s'apprécier même au moyen d'une seule goutte de dissolution qu'on fait évaporer sur une lame de verre.

Chlorate de strontiane.

Ce sel est âcre, déliquescent, très-soluble dans l'eau; il cristallise difficilement. Sa préparation est la même que celle du chlorate de baryte.

Iodate de strontiane.

Ce sel a beaucoup d'analogie avec l'iodate de baryte; il se prépare de la même manière.

Sulfate de strontiane.

1160. Ce sulfate se trouve dans la nature dans beaucoup de localités. Dans les environs de Paris, à Montmartre et à Ménilmontant, on le trouve en masses compactes. Il contient environ 8 à 9 p. o/o de carbonate de chaux. Dans les Cévennes, on l'a rencontré en masses fibreuses. Depuis long-temps on le connaît dans les environs d'Édimbourg et de Bristol; on l'a observé aussi en Pensylvanie. Mais les plus beaux cristaux de ce sel nous viennent de Sicile, où on les tire des vals de Noto et de Mazzara. Le sulfate de strontiane est presque toujours mêlé d'un peu de sulfate de baryte, tout comme celui de baryte est souvent accompagné de sulfate de strontiane; il est pourtant bien moins abondant que le sulfate de baryte. Il se rencontre ordinairement cristallisé en prismes rhomboïdaux, dont la pesanteur spécifique est de 4. Réduit en poudre, il est blanc, insipide, soluble dans 3840 fois son poids d'eau bouillante. Il ressemble beaucoup au sulfate de baryte par le plus grand nombre de ses propriétés. Il est formé de :

1 at. strontiane	=	647,30 ou bien	56,36
1 at. acide sulfurique	=	501,16	43,64
1 at. sulfate	=	1148,46	100,00

Hyposulfate de strontiane.

1161. Ce sel cristallise en grandes tables hexagones régulières, dont les bords sont à biseaux. Il se dissout dans 4,5 parties d'eau à 16° et dans 1,5 partie d'eau bouillante. Il ne s'altère pas à l'air. L'alcool ne le dissout point. Sa saveur est amère. Il est formé de

1 at. strontiane	=	647,30 ou bien	41,77	100
1 at. acide	=	902,32	58,23	
1 at. hyposulfate	=	1549,62	77,50	100
8 at. eau	=	449,92	22,50	
1 at. hypos. cristall.	=	1999,54		

Hyposulfite de strontiane.

1162. Lorsqu'on laisse exposée à l'air, pendant quelques jours, une dissolution de sulfure de strontium, elle se décolore complétement, et il se dépose du soufre et du carbonate de strontiane. Ce dépôt étant séparé par le filtre, la liqueur filtrée donne par l'évaporation de beaux cristaux rhomboïdaux, transparens et un peu aplatis d'hyposulfite de strontiane. On obtient facilement aussi un hyposulfite de strontiane, en faisant passer du gaz sulfureux dans une dissolution de sulfure de strontium.

Sélénite de strontiane.

1163. Le sélénite neutre est insoluble; il est blanc et pulvérulent. Le bisélénite se prépare en dissolvant du carbonate de strontiane dans de l'acide sélénique liquide. En faisant lentement évaporer la dissolution, il ne se dépose pas de cristaux; mais on obtient un résidu d'un blanc de lait qui ne se redissout qu'avec difficulté, même dans l'eau bouillante. Ce bisélénite, exposé au feu, se liquéfie d'abord et laisse échapper son eau de cristallisation; il se boursoufle en même temps en formant une masse poreuse, et si on continue à chauffer, l'excès d'acide se dégage.

Nitrate de strontiane.

1164. Le nitrate de strontiane a une saveur piquante; il se dissout dans son propre poids d'eau, à la température de 16°, et dans la moitié de son poids d'eau bouillante; il cristallise en octaèdres et quelquefois en prismes irréguliers. Dans le premier cas, il contient bien moins d'eau de cristallisation que dans le second. Lorsqu'il est cristallisé en prismes, il peut former des cristaux d'un très-grand volume, qui se liquéfient dans leur eau de cristallisation à la plus légère chaleur. Il est insoluble dans l'alcool; il s'effleurit à l'air; il fuse sur les charbons ardens. Chauffé dans un creuset, il décrépite doucement et se fond ensuite. A une chaleur rouge, il bouillonne, se décompose et donne du gaz oxigène, du gaz azote, du gaz acide nitreux et de la strontiane en masse poreuse. C'est par ce moyen qu'on se procure la strontiane parfaitement pure. Mis en contact avec les corps en combustion, il colore la flamme en pourpre.

On le prépare de la même manière que le nitrate de baryte; cependant, comme le sulfate pourrait être mêlé avec du carbonate de chaux, on doit préalablement dissoudre le carbonate calcaire par l'acide hydrochlorique, laver et dessécher le sulfate de strontiane restant. On se sert du nitrate de strontiane pour colorer en pourpre la flamme des artifices.

Il est composé de

1 at. strontiane	=	647,30 ou bien	48,87
1 at. acide nitrique	=	677,02	51,13
1 at. nitrate	=	1324,32	100,00

Phosphate de strontiane.

1165. Il se prépare de la même manière que le phosphate de baryte; il est insipide, insoluble dans l'eau et

inaltérable à l'air. L'acide sulfurique le décompose. Il est formé de

2 at. strontiane	=	1294,60	ou bien	59,20
1 at. acide phosphorique	=	892,30		40,80
1 at. phosphate	=	2186,90		100,00

Hypophosphite de strontiane.

1166. Il est très-soluble, et il cristallise difficilement. Ses caractères sont semblables à ceux de l'hypophosphite de baryte.

Phosphite de strontiane.

1167. Il ressemble beaucoup à celui de baryte; mais par la chaleur, il donne un phosphate plus coloré et du gaz hydrogène plus chargé de phosphore.

Carbonate de strontiane.

1168. Ce sel existe dans la nature; c'est la première combinaison de strontium qu'on ait connue; il a été découvert à Strontian et à Leadhills, en Ecosse; il s'en trouve encore près de Popayan, au Pérou. Il est ordinairement en masses striées convergentes; il est translucide et a une teinte verdâtre.

Le carbonate de strontiane n'a point de saveur. Il est inaltérable à l'air, soluble dans 1536 parties d'eau bouillante. Sa pesanteur spécifique est de 3,66. Calciné dans un creuset, il perd une partie de son acide; on le décomposerait complétement par la chaleur, en le pulvérisant et le mêlant avec de la poussière de charbon.

Il est formé de

1 at. strontiane	=	647,30	ou bien	70,16
2 at. acide carbonique	=	275,32		29,84
1 at. carbonate	=	922,62		100,00

CHAPITRE VI.

Calcium; oxides, chlorure, brômure, iodure, fluorure, sulfures, séléniures, phosphure de calcium; sels de chaux formés par les acides minéraux non-métalliques.

Le calcium s'obtient de la même manière que le barium, mais il est extrêmement difficile de séparer tout le mercure de l'amalgame obtenu. Cependant, M. H. Davy a obtenu un globule, qui, s'il n'était pas entièrement privé de mercure, était au moins solide, d'un blanc d'argent, et extrêmement combustible. Exposé à l'air, il absorbait l'oxigène et reproduisait de la chaux. Sa pesanteur spécifique est comprise entre 4 et 5. Chauffé à l'air, il brûle avec un vif éclat.

Protoxide de Calcium (chaux).

1169. La chaux était connue dès la plus haute antiquité. Les anciens en faisaient usage en médecine, ils l'employaient comme engrais, et plus particulièrement pour faire leur mortier.

La chaux pure est d'une couleur blanche; elle est caustique, et détruit le tissu des substances animales auxquelles on l'applique. Elle verdit fortement le sirop de violettes, rougit la teinture de curcuma. Sa pesanteur spécifique est de 2,3. Elle est infusible au feu le plus violent, et même par l'action des plus fortes lentilles. Elle est formée de

1 at. calcium	=	256,03	ou bien	71,91
1 at. oxigène	=	100		28,09
1 at. chaux	=	356,03		100,00

La chaux a une foule d'usages : on s'en sert pour rendre caustique la potasse et la soude du commerce, pour augmenter la causticité des lessives, pour chauler le blé, pour extraire l'ammoniaque de l'hydrochlorate d'ammoniaque, etc. Nous reviendrons sur sa préparation en grand et sur son emploi dans l'art de bâtir (1300).

Hydrate de chaux.

1170. Si l'on verse de l'eau sur de la chaux pure ou vive, cette eau disparaît, elle est absorbée ; la chaux s'échauffe, exhale de la vapeur ; elle se gonfle, se fendille, se délite et se réduit en poudre fine. Si on jette une nouvelle quantité d'eau sur les morceaux qui ne sont pas entièrement divisés, elle est absorbée, et l'on entend un bruit semblable à celui que produit un fer rouge qu'on trempe dans l'eau ; en même temps il se dégage beaucoup de vapeur.

On estime à plus de 300° cent. la chaleur produite dans cette opération. M. Pelletier a observé que lorsqu'on éteint de grandes quantités de chaux dans un lieu obscur, il y a production de lumière, et dans ces derniers temps, on s'est assuré que le dégagement de chaleur était assez grand pour enflammer la poudre à canon.

En pesant la chaux après son extinction, on trouve qu'elle a augmenté de poids, ce qui est dû à ce qu'une partie de l'eau s'est combinée avec la chaux.

Cet hydrate semble être formé de

1 at. chaux	= 356,03	ou bien	75,00
2 at. eau	= 112,48		25,00
1 at. hydrate	= 468,51		100,00.

1171. *Eau de chaux.* L'eau pure, à la température ordinaire, peut dissoudre la sept cent-soixante-dixième partie de son poids de chaux ; l'eau bouillante en dissout une moins grande quantité. Voici, d'après M. Dalton, quelles

sont les différentes quantités de chaux et d'hydrate de chaux, dissoutes par l'eau à diverses températures.

l'eau à	dissout de chaux vive	dissout d'hydrate de chaux
15°,5 centigrades.	1/778	1/384
50°	1/972	1/729
100°	1/1270	1/952

La dissolution de chaux dans l'eau, est limpide, d'une saveur âcre ; elle verdit les couleurs bleues végétales.

Lorsqu'on veut faire de l'eau de chaux dans les laboratoires, on met dans un grand flacon de l'eau pure et de l'hydrate de chaux, on le ferme, on l'agite et on laisse dépoer la chaux tenue en suspension ; lorsque l'eau est devenue limpide, on la décante et on la conserve dans un flacon bien bouché. Lorsque l'eau de chaux est exposée à l'air, il se forme à sa surface une croûte de carbonate de chaux. Si on brise cette croûte il s'en forme une nouvelle, et ainsi de suite jusqu'à ce que l'eau soit entièrement privée de chaux.

On peut faire cristalliser l'hydrate de chaux en mettant une capsule pleine d'eau de chaux à côté d'une autre pleine d'acide sulfurique sous le récipient d'une machine pneumatique, où l'on a fait le vide ; l'eau se vaporise et l'hydrate de chaux cristallise en petits prismes hexaèdres réguliers, coupés perpendiculairement à leur axe.

On emploie l'hydrate de chaux et l'eau de chaux dans les tanneries, pour gonfler les peaux. Les fabricans et raffineurs de sucre s'en servent pour faciliter la défécation des sirops.

Bioxide de calcium.

Les propriétés et la préparation du bioxide de calcium sont les mêmes que celles du bioxide de strontium. Il est formé de

1 at. calcium	= 256,03	ou bien	56,14
2 at. oxigène	= 200,00		43,86
1 at. bioxide	456,03	=	100,00

Chlorure de calcium.

1172. En chauffant de la chaux jusqu'à la chaleur rouge dans un tube de porcelaine où l'on passer fait un courant de chlore sec, il se dégage un volume d'oxigène égal à la moitié de celui du chlore absorbé, et il se forme du chlorure de calcium.

Ce composé est âcre, très-piquant et amer. Exposé à l'air, il en attire l'humidité très-promptement; il se dissout dans la moitié de son poids d'eau à 0°, dans le quart de son poids d'eau à 15°; il est encore bien plus soluble dans de l'eau à 50° ou 60°. Ces cristaux sont de longs prismes à six pans striés et terminés par des pyramides très-aiguës. Exposé au feu, il éprouve successivement la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. Il est également très-soluble dans l'alcool, et la chaleur produite par sa disssolution est assez forte pour porter l'alcool à l'ébullition.

Le chlorure de calcium existe dans les eaux de quelques fontaines et dans les matériaux salpétrés; mais comme il s'y trouve mêlé avec le chlorure de sodium et de magnésium, il est difficile de le séparer. Pour l'obtenir, on traite le carbonate de chaux par l'acide hydrochlorique, puis on fait évaporer la liqueur, et l'on calcine ensuite pour fondre le chlorure et le couler dans des vases de cuivre; par le refroidissement il se solidifie, on le casse en morceaux et on le conserve en l'enfermant dans des vases bien bouchés.

On l'extrait en grand des résidus de la distillation du sel ammoniac avec la chaux. Ceux-ci sont formés d'un composé de chlorure de calcium et de chaux. Il n'y a qu'à le dissoudre pour le séparer de la chaux, et à faire évaporer comme nous venons de l'expliquer. Il est formé de

1 at. calcium	= 256,03	ou bien	36,65
1 at. chlore	= 442,64		63,35
1 at. chlorure	= 698,67		100,00

On s'en sert pour dessécher les gaz, et lorsqu'il est hydraté on l'emploie pour produire des froids artificiels.

Bromure de calcium.

1173. Il cristallise en aiguilles prismatiques; il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, il est même très-déliquescent. Sa saveur est analogue à celle du chlorure de calcium. Chauffé, il entre en fusion et dégage une odeur assez analogue à celle du brôme, d'où il semblerait qu'il se décompose en partie, sans doute par suite de la présence de l'air. Il est formé de

1 at. calcium	= 256,03	ou bien	21,53
2 at. brôme	= 932,80		78,47
1 at. brômure	= 1188,83		100,00

Iodure de calcium.

1174. L'iodure de calcium s'obtient en combinant l'acide hydriodique avec la chaux, et en calcinant fortement, à l'abri du contact de l'air, le composé formé par cette combinaison; on peut le faire aussi par l'iodure de fer et la chaux. Cet iodure est déliquescent, très-soluble dans l'eau. Lorsqu'on fait passer de la vapeur d'iode sur de la chaux portée au rouge, il ne se dégage pas d'oxigène; ce qui prouve que le calcium a plus d'affinité pour l'oxigène que pour l'iode. Il est formé de :

1 at. calcium	= 256,03	ou bien	14,04
2 at. iode	= 1566,70		85,96
1 at. iodure	= 1822,73		100,00

Fluorure de calcium.

1175. Le fluorure de calcium existe abondamment dans la nature. On le trouve presque toujours en beaux cristaux cubiques, colorés ordinairement en violet, en vert ou en jaune. Il se rencontre dans les filons des minerais, et par-

ticulièrement dans ceux de plomb et d'étain. Quelquefois il constitue à lui seul de petits filons. Rarement il se rencontre en petits dépôts compactes ; mais le plus souvent il est en masses formées de cristaux entassés les uns sur les autres.

Les mines de plomb d'Angleterre en contiennent d'assez grandes quantités ; en France, il est abondant dans les départemens de l'Allier et du Puy-de-Dôme.

Le fluorure de calcium est insipide, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air. Sa pesanteur spécifique est de 3,15. Chauffé dans un creuset, il décrépite, et il s'entoure d'une aréole lumineuse qui est verte ou d'un violet foncé, suivant le degré de la température. Il est formé de

1 at. calcium	= 256,03	ou bien	52,27
2 at. fluor	= 233,80		47,73
1 at. fluorure	= 489,83		100,00

C'est avec le fluorure de calcium qu'on forme dans les laboratoires tous les composés de fluor. Dans quelques exploitations métallurgiques, il sert de fondant.

Sulfure de calcium.

1176. On produit ce composé en faisant un mélange de sulfate de chaux et de charbon, et le calcinant fortement comme nous l'avons indiqué pour la préparation du sulfure de barium. Il se produit aussi en faisant passer un courant de gaz acide hydrosulfurique dans de l'eau tenant en suspension de la chaux. A mesure que le sulfure est produit, il se dissout ; la dissolution est sans couleur, d'une saveur âcre et amère. On n'a pas essayé de l'obtenir en cristaux. Ses propriétés sont analogues à celles du sulfure de potassium.

Puisque le sulfate de chaux se transforme en sulfure de calcium, en perdant l'oxigène de son acide et de sa base, le sulfure doit être formé de

1 at. calcium	=	256,03	ou bien	56,02
1 at. soufre	=	201,16		43,98
1 at. sulfure	=	457,19		100,00

En faisant bouillir pendant une heure, 3 parties de chaux éteinte, 1 partie de soufre en fleurs et 20 parties d'eau, on obtient une dissolution jaune orangée qui, décantée et refroidie, laisse précipiter des cristaux de bisulfure de calcium hydraté. Ces cristaux sont des prismes tétraèdres allongés, terminés par des sommets dièdres. Ils sont orangés, très-solubles dans l'eau et perdent la faculté de cristalliser, quand la dissolution ne contient pas en suspension quelque corps en poudre fine. Leur saveur est âcre, amère et sulfureuse. Ils se dessèchent dans le vide sec.

Séléniure de calcium.

1177. Le séléniure de calcium n'a pas été obtenu à l'état sec; mais on l'a préparé en faisant passer un courant de gaz acide hydrosélénique à travers une dissolution de chaux. La liqueur est incolore; mais elle ne tarde pas à devenir d'un rouge jaune, quoiqu'elle soit bien renfermée dans un flacon.

Phosphure de calcium.

1178. Si l'on fait passer de la vapeur de phosphore sur de la chaux placée dans un tube de verre disposé horizontalement sur la grille d'un fourneau et chauffée au rouge, à peu près au point où le verre commence à se ramollir, le phosphore se combine à la chaux avec dégagement de chaleur et de lumière. Le composé qui en résulte est d'une couleur semblable à celle de l'hématite, un peu claire, mais assez vive. Il se pulvérise aisément; mais il est toujours bien plus dur que la chaux employée; il n'a jamais l'éclat métallique. Il est composé de :

1 at. phosphore	=	196,15	ou bien	35,52	100
1 at. chaux	=	356,03		64,48	

Toutefois, nous pensons que ce n'est pas un phosphure d'oxide, mais bien un mélange de phosphate et de phosphure métallique; car nous pouvons le représenter comme un mélange de 1 atome phosphate neutre de chaux et de 5 at. phosphure de calcium. Auquel cas, le phosphure de calcium serait lui-même formé de

1 at. calcium	=	256,03 ou bien	56,64
1 at. phosphore	=	196,15	43,36
1 at. phosphure	=	452,18	100,00

Cette dernière hypothèse se trouve d'accord avec l'action qu'exerce le chlore sur ce composé. Elle est faible à froid; mais à chaud, le phosphure se décompose avec une faible incandescence. Les produits de cette décomposition sont du chlorure de phosphore, du chlorure de calcium et du phosphate de chaux. Ces deux derniers corps se trouvent dans le résidu, précisément dans le rapport que le calcul indique.

La chaleur exerce sur le mélange de phosphure de calcium et de phosphate de chaux une action singulière. Elle chasse le phosphore et reproduit la chaux. L'eau mise en contact avec lui, réagit à l'instant sur le phosphure de calcium, produit de l'hydrogène perphosphoré et de l'hydrogène dans le rapport de 86 à 14 en volume, et donne naissance en même temps à un hypophosphite. Le phosphate de chaux reste sans altération.

Sels de chaux.

1179. Ils ont, en général, une saveur amère et piquante analogue à cette des sels de baryte. Ils colorent en rouge la flamme de l'alcool, comme les sels de strontiane. Mais on distingue aisément les sels de chaux, au moyen des caractères suivans.

L'oxalate d'ammoniaque, versé dans une dissolution très-étendue d'un sel calcaire, forme un précipité d'oxalate

de chaux. L'acide oxalique enlève même la chaux à l'acide sulfurique.

Le sulfate de soude précipite les sels de chaux, comme les sels de baryte et de strontiane ; mais on les distingue de ces derniers en ce que le sulfate de chaux en dissolution forme un précipité dans les sels de strontiane, et, à plus forte raison, dans les sels de baryte, tandis qu'il n'en forme pas dans les sels de chaux.

Chlorate de chaux.

1180. Il est très-déliquescent, très-soluble dans l'eau ; il cristallise difficilement. L'alcool le dissout en grande quantité. Sa saveur est piquante et amère, et lorsqu'on le laisse fondre sur la langue, il produit une forte sensation de froid. On l'obtient en combinant la chaux à l'acide chlorique. Il est formé de

1 at. chaux	=	356,03	ou bien	27,41
1 at. acide	=	942,64		72,59
1 at. chlorate	=	1298,67		100,00

Iodate de chaux.

1181. Ce sel se prépare directement en combinant l'acide iodique avec la chaux, ou en mêlant un sel à base de chaux avec l'iodate de potasse ; il se dépose un iodate de chaux ; 100 parties d'eau à 100 degrés en dissolvent 0,98 et 0,22 à la température de 18°. Il est formé de

1 at. chaux	=	356,03	ou bien	14,70
1 at. acide	=	2066,70		85,30
1 at. iodate	=	2422,73		100,00

Chlorite de chaux.

1182. C'est le *chlorure de chaux* du commerce. Nous lui consacrerons plus loin un chapitre particulier, où son

histoire sera réunie à celle des chlorites de potasse, de soude et de magnésie.

Sulfate de chaux.

1183. Le sulfate de chaux existe dans la nature en grande quantité; on le trouve à l'état anhydre et à l'état d'hydrate.

Le sulfate de chaux anhydre ne se rencontre que dans les terrains intermédiaires et dans les premières couches des terrains secondaires. Il existe en masses d'une structure lamellaire, ou en cristaux dont la forme primitive est un prisme droit, ayant deux de ses faces plus larges que les deux autres. Sa dureté est à peu près la même que celle du carbonate de chaux cristallisé. Sa pesanteur spécifique est de 2,964. Il est ordinairement blanc ou grisâtre, quelquefois violacé.

Le sulfate de chaux hydraté fait partie des couches supérieures des terrains secondaires, où il accompagne les couches des calcaires. Il se trouve très-souvent dans les terrains tertiaires et constitue des dépôts plus ou moins étendus, accompagnés de matières argileuses ou de marnes.

Il se rencontre assez souvent en dissolution dans l'eau, et il la rend impropre pour la cuisson des légumes, et pour blanchir le linge; il forme en effet, avec l'eau de savon, un précipité blanc, floconneux, très-léger de savon calcaire.

Le sulfate de chaux hydraté cristallise en octaèdres, en prismes hexaèdres avec sommets tétraèdres, ou sous forme de lentilles plus ou moins volumineuses, ordinairement groupées en roses ou en fer de lance. La forme primitive de ses cristaux est, suivant Haüy, un prisme droit quadrangulaire, à base rhomboïdale, dont les angles sont de 113° et de 67°. Ses cristaux sont quelquefois aussi limpides que l'eau, quelquefois colorés en rouge par des argiles ferrugineuses. Sa pesanteur spécifique est de 2,31. En l'exposant à la chaleur il décrépite, se gonfle et s'ex-

folie. L'eau qu'il contient en se vaporisant, sépare et soulève les lames dont il est composé. Par l'action d'une très-forte chaleur, il se fond en un émail blanc. Le sulfate, privé de son eau par une douce chaleur, la reprend par son exposition à l'air. Mis en contact avec une quantité suffisante d'eau, il l'absorbe avec rapidité, et il y a en même temps production de chaleur; la masse se solidifie en peu d'instans. L'eau peut dissoudre la 250 ou la 300e partie de son poids de ce sel; il est plus soluble dans de l'eau chargée d'acide sulfurique.

Il est formé de :

1 at. chaux	=	356,03	ou bien 41,53	100
1 at. acide sulfurique	=	501,16	58,47	
1 at. sulfate anhydre	=	857,19	79,22	100
4 at. eau	=	224,96	20,78	
1 at. sulfate hydraté	=	1082,15		

Le sulfate de chaux anhydre est sans usage. Le sulfate de chaux hydraté constitue le plâtre ordinaire quand il a été privé d'eau par une légère calcination. On s'en sert en agriculture pour amender les prairies artificielles. On trouvera plus loin un examen détaillé des propriétés et de la préparation du plâtre.

Sulfite de chaux.

1184. Il est très-peu soluble dans l'eau, il exige environ 800 parties d'eau pour se dissoudre; aussi peut-on l'obtenir par double décomposition ou en décomposant le carbonate de chaux par l'acide sulfureux; dans ce dernier cas, il se dépose sous forme d'une poudre blanche, qui se dissout dans un excès d'acide; la dissolution cristallise, par le refroidissement, en prismes à six pans, terminés par des pyramides allongées. Il a une légère saveur sulfureuse; exposé à l'air il s'effleurit et se change en sulfate. Il se

convertit également en sulfate par l'action d'une forte chaleur, en perdant du soufre.

Le sulfate de chaux est employé pour muter le moût de raisin, quand on veut se procurer le sirop ou le sucre de raisin. Il est formé de

1 at. chaux	=	356,03	ou bien	47,02
2 at. acide	=	401,16		52,98
1 at. sulfite	=	757,19		100,00

Hyposulfite de chaux.

1185. La dissolution de sulfure de calcium, exposée à l'air, perd peu à peu sa couleur, et il se précipite du soufre et du carbonate de chaux. Si l'on sépare le précipité par le filtre et qu'on évapore la liqueur filtrée, il se dépose des cristaux en prismes qui ont quelque ressemblance avec ceux du chlorure de calcium. Ces cristaux sont de l'hyposulfite de chaux, il sont inaltérables à l'air.

Hyposulfate.

1186. Il cristallise en lames hexaèdres régulières, ordinairement groupées en roses.

Il ressemble beaucoup à l'hyposulfate de strontiane par la forme de ses cristaux. Il faut pour le dissoudre 0,8 d'eau bouillante et 2,46 d'eau a 19 : c. L'alcool ne le dissout pas, mais lui enlève une partie de son eau de cristallisation. Sa saveur est amère.

Il est composé de

1 at. chaux	=	356,03	ou bien	28,30	100
1 at. acide	=	902,32		71,70	
1 at. hyposulfate	=	1258,35		73,67	100
8 at. eau	=	449,92		26,33	
1 at. hypos. crist.	=	1708,27			

Sélénite de chaux.

1187. Il est insoluble dans l'eau; il se précipite peu à peu, à mesure que l'on fait dissoudre du carbonate de chaux dans de l'acide sélénieux liquide. Séché, il forme une poudre cristalline, douce au toucher, tout comme le carbonate de chaux. Chauffé au rouge il se liquéfie, et si la fusion est opérée dans une cornue de verre, elle finit par être corrodée et percée.

Bisélénite.

1188. En faisant dissoudre le sélénite neutre de chaux dans l'acide sélénieux, on obtient le bisélénite, qui est soluble et qui cristallise en petits prismes. Il ne s'altère pas à l'air. L'ammoniaque caustique lui enlève la moitié de son acide et le fait passer à l'état de sélénite. La chaleur produit le même effet.

Phosphate de chaux.

1189. L'acide phosphorique se combine en plusieurs proportions avec la chaux, et forme des sous-sels, un sel neutre et des sels acides. Ces phosphates paraissent s'éloigner d'une manière singulière non-seulement des autres phosphates, mais même de toutes les autres combinaisons salines jusqu'ici connues. On serait tenté de rejeter leurs compositions si extraordinaires, si elles ne nous étaient point données par M. Berzélius.

Si l'on verse une solution de phosphate de soude cristallisé dans une solution de chlorure de calcium entièrement neutre, il se forme un précipité léger, le liquide perd sa neutralité et il rougit le papier de tournesol. Le précipité a une apparence cristalline. Suivant M. Berzélius, il est formé de :

acide phosphorique	= 54,19	ou bien 100,00
chaux	= 45,81	84,53

Cette composition est celle qui se rapproche le plus du phosphate correspondant aux autres phosphates neutres. Car, d'après la théorie, le phosphate neutre de chaux aurait la composition suivante :

2 at. chaux	= 712,06	ou bien	44,38
1 at. acide phosphorique	= 892,30		55,62
1 at phosphate	=1604,36		100,00

Ce phosphate est insoluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool; il est dissous par les acides nitrique, hydro-chlorique et phosphorique. Il peut être fortement chauffé sans éprouver aucun changement; mais à une chaleur d'environ 378° du pyromètre de Wedgewood, il se ramollit et se convertit en un émail blanc demi-transparent.

Il est sans usage.

Phosphate sesquibasique.

1190. Ce sous-phosphate s'obtient en versant du chlorure de calcium en dissolution, dans du phosphate de soude, en ayant soin qu'il reste un excès de phosphate, afin d'empêcher que le liquide ne devienne acide; il se précipite alors un sous-phosphate qui est gélatineux comme de l'alumine et qui s'oppose à ce que le liquide passe à travers le filtre. D'après l'analyse de M. Berzélius, il est composé de

3 at. chaux	=1068,09	ou bien	54,49
1 at. acide	= 892,30		45,51
1 at. ph. sesquib.	=1960,39		100,00

Ce sous-phosphate constitue des collines entières à Logrosan dans l'Estramadure; là, il sert comme pierre à bâtir. Il se rencontre aussi mais rarement, cristallisé en primes hexaèdres surbaissés; on le nomme alors *apathite*.

Phosphate des os.

1191. On peut l'obtenir en dissolvant par l'acide hy-

drochlorique, les os calcinés, et y versant un excès d'ammoniaque caustique ; il se forme un précipité gélatineux ; on le lave par décantation, on le recueille sur un filtre, puis on le calcine après l'avoir desséché.

Ce sous-phosphate est pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides nitrique, hydro-chlorique et phosphorique. Il se fritte lorsqu'on l'expose à une haute température.

Le phosphate des os est absolument de même nature que celui qui se forme lorsqu'on précipite le phosphate de chaux de sa solution dans un acide par de l'ammoniaque caustique en excès.

Ce sel est employé en médecine, dans les laboratoires pour faire les phosphates solubles de soude, de potasse et d'ammoniaque. On l'emploie dans les arts pour obtenir le phosphore. Il est formé de

acide phosphorique	= 48,32	ou bien	100
chaux	= 51,68		107

Il s'écarte de la composition ordinaire des autres sous-phosphates ; car en atomes, on a pour sa composition,

8 at. chaux	= 2848,24	ou bien	51,55
3 at. acide	= 2676,90		48,45
1 at. phosphate	= 5525,14		100,00

Sesquiphosphate de chaux.

1192. On obtient ce phosphate en versant de l'alcool dans une solution de biphosphate de chaux, recueillant le précipité sur un filtre, le lavant par de l'alcool et le séchant par expression entre des feuilles de papier joseph. Ce précipité rougit fortement la teinture de tournesol. Mis en contact avec l'eau, il se décompose ; une partie devient plus acide et reste dissoute, l'autre se précipite à l'état de sous-phosphate.

Il renferme deux fois autant d'acide que le sous-phosphate qui se trouve dans les os. Il est formé de

4 at. chaux	= 1424,12	ou bien	34,73
3 at. acide	= 2676,90		65,27
1 at. sesquiphosphate	= 4101,02		100,00

Biphosphate de chaux.

1193. Nous avons indiqué (225) comment on se procure le biphosphate de chaux ; mais pour l'obtenir pur, il faut avoir soin de ne verser sur les os calcinés et pulvérisés que le tiers de leur poids d'acide sulfurique pour qu'il ne soit point en excès.

Par l'évaporation, le biphosphate de chaux cristallise en petites lames micacées. Dans cet état, il se dissout dans l'eau sans se décomposer, et il rougit fortement le papier bleu. Chauffé fortement, il se boursoufle et se fond, et on a un verre blanc, transparent, insoluble dans l'eau et dans les acides, qui est sans action sur la teinture de tournesol. Il est formé de

1 at. chaux	= 356,03	ou bien	28,52
1 at. acide	= 892,30		71,48
1 at. biphosphate	= 1248,33		100,00

Hypophosphite de chaux.

1194. L'hypophosphite qu'on obtient en faisant bouillir de l'eau et de la chaux et ajoutant du phosphore par portions, a été examiné par Rose. Il le débarrasse de l'excès de chaux au moyen de l'acide carbonique. La dissolution évaporée au feu cristallise en prismes rectangulaires à quatre pans, semblables aux cristaux de gypse. Ce sel est presque aussi soluble à froid qu'à chaud. L'alcool, même faible, ne le dissout pas. Il décrépite au feu quoique contenant 18 p. 100 d'eau de cristallisation. Quand on l'a obtenu par évaporation à froid, dans le vide, il ne décrépite pas ; mais alors il renferme 22 pour 100 d'eau de cristallisation.

L'acide nitrique le transforme en bi-phosphate, l'air produit le même effet à une température rouge. La chaleur seule le fait passer à l'état de phosphate et d'hydrogène phosphoré inflammable spontanément. Le phosphate restant est coloré en rouge par une matière phosphoreuse dont la nature est encore inconnue.

Nitrate de chaux.

1195. Ce sel existe dans les matériaux salpêtrés; mais mêlé avec beaucoup d'autres sels. On peut l'obtenir pur en dissolvant le carbonate de chaux dans l'acide nitrique et évaporant la liqueur jusqu'à consistance sirupeuse; par le refroidissement, il cristallise, mais bien difficilement. On parviendrait plus aisément à le faire cristalliser, en le dissolvant dans l'alcool. Ses cristaux sont des prismes à six pans terminés par de longues pyramides; mais il se présente le plus souvent sous la forme de longues aiguilles déliées et brillantes.

Le nitrate de chaux a une saveur très-âcre et très-amère. C'est un des sels les plus solubles dans l'eau. Une partie de ce liquide en dissout quatre parties à la température de 16°, et il est bien plus soluble dans l'eau bouillante. Il se dissout dans son poids d'alcool bouillant. C'est un des sels les plus déliquescens; à peine est-il en contact avec l'air qu'il en attire l'humidité et qu'il se liquéfie. Chauffé, il éprouve très-promptement la fusion aqueuse; son eau de cristallisation s'évapore, il se dessèche et acquiert la propriété d'être lumineux dans l'obscurité. Il détonne à peine avec les corps combustibles.

Il est formé de :

1 at. chaux	=	356,03 ou bien	34,46
1 at. acide nitrique	=	677,02	65,54
1 at. nitrate	=	1033,05	100,00

Le nitrate de chaux qui se trouve dans les matériaux

salpêtrés est converti en nitrate de potasse par les salpêtriers. Le nitrate pur est sans usage; cependant, on pourrait s'en servir pour dessécher les gaz.

Arséniate de chaux.

1196. L'arséniate de chaux est insoluble; on peut donc l'obtenir en versant l'arséniate de potasse en dissolution, dans une dissolution de chlorure de calcium. On peut également décomposer le carbonate de chaux par l'acide arsénique. Un excès d'acide le dissout. Il est formé de

2 at. chaux	= 712,06	ou bien	33,07	100
1 at. acide arsénique	= 1440,77		66,93	
1 at. arséniate sec	= 2152,83	ou bien	76,01	100
12 at. eau	= 674,88		23,99	
1 at. arséniate hydr.	= 2827,71			

Silicate de chaux.

1197. On rencontre du silicate de chaux dans la nature. Cette substance est connue des minéralogistes allemands sous le nom de tafelspath, et des minéralogistes français sous celui de wollastonite. On l'emploie en Allemagne dans la fabrication du verre de Bohême. Elle fournit à la fois de la silice et de la chaux au verre.

La wollastonite est fusible. Elle se trouve en masses grossièrement fibreuses, d'un éclat un peu nacré et clivables parallèlement aux pans d'un prisme droit ou oblique. Sa densité est de 2,86. Elle est ordinairement blanche. Elle est formée de

1 at. chaux	= 356,03	ou bien	47
2 at. silice	= 385.20		53
1 at. wollastonite	= 741,23		100

Carbonate de chaux.

1198. Le carbonate de chaux est une substance des plus

abondantes et des plus employées. On le rencontre dans tous les terrains, depuis les plus anciens jusqu'aux plus modernes; il forme, dans les terrains modernes, des couches puissantes et dans les autres des montagnes ou des dépôts qui occupent de très-grands espaces. C'est lui qui constitue la pierre à chaux, les différens marbres, la craie, l'albâtre, etc.

On le trouve en très-beaux cristaux dont les formes sont très-nombreuses; mais qui toutes peuvent être ramenées, par le clivage, à un rhomboïde obtus à angles de 101°,50 et 78°,50. Sa pesanteur spécifique est de 2,7. Il est insoluble dans l'eau; mais il peut s'y dissoudre lorsque ce liquide est saturé d'acide carbonique. Si l'on chauffe cette dissolution de carbonate de chaux, l'excès d'acide se dégage et le carbonate neutre se précipite; il se précipite également par l'agitation ou par son exposition à l'air.

Exposé à l'action d'une forte chaleur, l'acide se dégage et la chaux reste pour résidu. Si toutefois, on met de la craie dans un canon de fusil, et que, par le moyen d'un bouchon à vis, on en ferme l'ouverture et qu'on l'expose à l'action d'une haute température, l'acide carbonique, ne trouvant pas d'issue pour se dégager, reste combiné avec la chaux; mais alors le carbonate se fond; par le refroidissement il cristallise, et sa cassure est brillante comme celle du marbre.

Il est formé de :

1 at. chaux	= 356,03	ou bien	56,39
1 at. acide carbonique	= 275,32		43,61
1 at. carbonate	= 631,35		100,00

C'est du carbonate de chaux qu'on extrait la chaux et l'acide carbonique. Il sert comme pierre à bâtir. Comme marbre, ses usages sont bien connus.

CHAPITRE VII.

Magnésium, oxide, chlorure, brômure et iodure de magnésium; sels de magnésie formés par les acides minéraux non-métalliques.

Par le procédé au moyen duquel on se procure l'aluminium, M. Bussy est parvenu à se procurer le magnésium, dans ces derniers temps. Ce métal ne décompose pas l'eau à froid.

Oxide de magnésium (magnésie).

1199. Cet oxide est blanc, pulvérulent, doux au toucher, inodore et sans saveur bien sensible. Il verdit le sirop de violettes, quoiqu'il soit presque insoluble dans l'eau. Sa pesanteur spécifique est de 2,3. Il est infusible par un feu de forge. Il attire très-lentement l'acide carbonique de l'air.

La magnésie ne se trouve pas pure dans la nature; on peut l'obtenir en décomposant le sulfate de magnésie par la potasse caustique qui précipite la magnésie que l'on recueille alors sur un filtre, qu'on lave et qu'on calcine.

Le procédé de préparation le plus économique consiste à précipiter le sulfate de magnésie en dissolution par le carbonate de potasse ou de soude. On recueille le carbonate de magnésie qui se dépose et on en chasse l'acide carbonique par la chaleur.

Sa composition a été déduite de celle du sulfate de magnésie. La magnésie est formée de :

1 at. magnésium	= 158,36	ou bien	61,29
1 at. oxigène	= 100,00		38,71
1 at. oxide de magnésium	= 258,36		100,00

On s'en sert en médecine comme purgatif et absorbant. On l'emploie aussi contre les empoisonnemens par les acides.

Hydrate de magnésie.

1200. L'hydrate de magnésie se trouve dans la nature à l'état de pureté ; on l'a trouvé en petites veines dans la serpentine à Hoboken, dans le New-Jersey. Il est nacré, doux au toucher, tendre et d'un blanc éclatant ; sa cassure est lamelleuse ou rayonnée. Sa pesanteur spécifique est de 2,63. Il se dissout dans les acides.

Il est composé de :

1 at. magnésie	= 258,36	ou bien	69,68
2 at. eau	= 112,48		30,32
1 at. hydrate	= 370,84		100,00

Chlorure de magnésium.

1201. La magnésie, chauffée dans le chlore gazeux, abandonne son oxigène ; il se forme un chlorure. Ce composé a une saveur extrêmement amère ; l'eau peut en dissoudre deux fois son poids ; il est très-déliquescent à l'air. L'alcool en dissout la moitié de son poids.

Lorsqu'on chauffe fortement ce chlorure à l'état d'hydrate, l'eau est décomposée, son hydrogène s'unit au chlore et se dégage à l'état de gaz acide hydrochlorique, tandis que l'oxigène se porte sur le magnésium. Il reste donc pour résidu de la magnésie.

On ne peut l'obtenir à l'état sec, qu'en faisant passer un courant de chlore sec sur de la magnésie chauffée au rouge dans un tube de porcelaine ; mais, si l'on veut l'avoir en dissolution, on peut employer l'acide hydrochlorique par le moyen duquel on dissout aisément le carbonate de magnésie.

Il est formé de

1 at. magnésium	=	158,36	ou bien	26,36
2 at. chlore	=	221,32		73,64
1 at. chlorure	=	379,68		100,00

Iodure de magnésium.

1202. On n'est pas encore parvenu à obtenir à l'état sec, le composé d'iode et de magnésium; car lorsqu'on essaie de le dessécher par la chaleur, l'iode et l'hydrogène s'unissent et se dégagent, et il reste de la magnésie. A l'état d'hydrate, il se prépare en versant de l'acide hydriodique liquide sur le carbonate de magnésie. Cet iodure est déliquescent et ne cristallise que difficilement. Il se compose de

1 at. magnésium	=	158,36	ou bien	9,12
2 at. iode	=	1566,70		90,88
1 at. iodure	=	1725,06		100,00

Brômure de magnésium.

1203. Ce composé s'obtient en traitant le brômure de fer dissous dans l'eau bouillante, par la magnésie pure. Il est formé de

1 at. magnesium	=	158,36	ou bien	14,5
2 at. brôme	=	932,80		85,5
1 at. brômure	=	1091,16		100,0

Il cristallise en petits prismes aiguillés. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est même déliquescent. Sa saveur est fraîche et amère. La chaleur le décompose en acide hydrobrômique et magnésie, en raison de la décomposition de l'eau à laquelle il était combiné. On ne pourrait l'avoir sec que par un procédé analogue à celui qui fournit le chlorure de magnésium sec.

Sulfure de magnésium.

1204. D'après M. Berthier, on peut obtenir le sulfure de magnésium en chauffant fortement le sulfate de magnésie dans un creuset braqué. Si le charbon était en excès et mêlé au sulfate, il ne se produirait pas de sulfure, le soufre se dégagerait, et il ne resterait que de la magnésie.

Sels de magnésie.

1205. Les sels de magnésie sont en général solubles dans l'eau ; ils ont une saveur amère très-désagréable et qui leur est propre. Les carbonates alcalins les précipitent incomplétement ; les bicarbonates ne les précipitent pas. Les sels neutres de magnésie sont en partie précipités par l'ammoniaque ; mais ils cessent de l'être, si on étend la dissolution et qu'on y ajoute un excès d'acide, ou même une certaine quantité de sulfate, de nitrate ou d'hydrochlorate d'ammoniaque. Il se forme en ce cas, un sel double soluble de magnésie et d'ammoniaque.

Le réactif le plus sensible pour accuser la présence de la magnésie dans une dissolution très-étendue, est le phosphate d'ammoniaque avec excès de base ; il se forme au bout de quelque temps un précipité de phosphate ammoniaco-magnésien.

Les sels de magnésie, mêlés avec un peu de nitrate de cobalt, et chauffés au chalumeau jusqu'au rouge, deviennent légèrement roses, lorsqu'ils ne contiennent pas une autre base.

Chlorate de magnésie.

1206. Il est amer, déliquescent, très-soluble dans l'eau et cristallise difficilement. On l'obtient en saturant le carbonate de magnésie par l'acide chlorique.

Ses principes constituant sont :

1 at. magnésie	=	258,36	ou bien 21,51
1 at. acide chlorique	=	942,64	78,49
		1201,00	1,00,00

Sulfate de magnésie.

1207. Le sulfate de magnésie cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, ou par des sommets dièdres, qui contiennent 51,4 à 51,5 pour o/o d'eau de cristallisation; sa saveur est très-amère: sa pesanteur spécifique est de 1,66; il est assez soluble, 100 parties d'eau en dissolvent $32^{p},76$ à $14^{\circ},58$ et $72^{p},30$ à $97^{\circ},03$. Il s'effleurit à l'air et tombe en poussière. Par la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau de cristallisation et ne se décompose pas, ou du moins il n'éprouve qu'une altération partielle et encore faut-il une température très-élevée pour cela.

Ce sel existe en dissolution dans les eaux de plusieurs sources et particulièrement dans celles de Sedlitz, d'Epsom, d'Egra, de Seydchutz. Pour l'extraire de ces eaux, on les évapore jusqu'à pellicule, et par le refroidissement, il s'en précipite en petites aiguilles qu'on fait égoutter et qu'on livre au commerce.

On fabrique le sulfate de magnésie en Italie, avec les schistes qui contiennent à la fois du sulfure de fer et de la magnésie. On met ces schistes en tas, qu'on laisse exposés à l'air pendant plusieurs mois, en les arrosant de temps en temps. Peu à peu le soufre et le fer absorbent de l'oxigène; mais l'acide sulfurique formé se porte de préférence sur la magnésie. On juge que la formation du sulfate est presque achevée, lorsque le sulfate de magnésie vient s'effleurir à la surface. Dans cet état, on les lessive et on ajoute à la liqueur assez d'eau de chaux pour décomposer le sulfate de fer, qui s'y trouve en petite quantité, et pour en précipiter l'oxide. Après avoir tiré la liqueur à clair on l'évapore; le sulfate de chaux se précipite d'abord; on le sépare et le sulfate de magnésie est enfin obtenu en soumettant la liqueur concentrée à un refroidissement convenable. Par de nouvelles cristallisations on parvient à l'obtenir pur.

Aujourd'hui que l'on reconnaît dans une foule de localités du carbonate de chaux et de magnésie ou *dolomie*, précédemment confondu avec le carbonate de chaux ordinaire, il serait facile d'appliquer partout le procédé de M. Henry, si la préparation du sulfate de magnésie devenait importante. En effet, il calcine ce double carbonate pour le transformer en chaux et magnésie, puis il le traite au moyen de l'acide sulfurique ou du sulfate de fer. Il se forme ainsi du sulfate de chaux insoluble et du sulfate de magnésie.

Il est formé de

1 at. magnésie	= 258,36	ou bien 34,02	} 100
1 at. ac. sulfurique	= 501,16	65,98	
1 at. sulfate	= 759,52		

Ce sel est employé en pharmacie. On s'en est aussi pour extraire la magnésie.

Sulfite de magnésie.

1208. Ce sel se prépare en décomposant le carbonate de magnésie par l'acide sulfureux liquide ; il se précipite d'abord en poudre blanche qui ne tarde pas à se dissoudre par un excès d'acide. La dissolution perd son excès d'acide, par son exposition à l'air, et à mesure qu'elle s'évapore il se dépose des cristaux blancs transparens, qui sont des tétraèdres déprimés. Sa saveur est d'abord douce et terreuse, puis elle devient sulfureuse ; il devient opaque à l'air, mais il ne se convertit que très-lentement en sulfate ; il faut 20 parties d'eau à la température de 16° pour le dissoudre ; il est plus soluble dans l'eau chaude. Sa dissolution exposée à l'air se convertit promptement en sulfate. Chauffé, il se ramollit, se gonfle, prend la consistance de la gomme et perd 0,45 de son poids. Par une forte chaleur, l'acide se dégage, et la magnésie reste pure.

Hyposulfate de magnésie.

1209. On l'obtient en décomposant le sulfate de magnésie par l'hyposulfate de baryte. Ce sel cristallise en prismes hexagones inaltérables à l'air. Leur saveur est d'une amertume extrême. Ils sont fusibles dans leur eau de cristallisation. Pour les dissoudre, il faut seulement 0,85 d'eau à treize degrés centigrades. Ce sel est formé de

1 at. magnésie	=	258,36	ou bien	22,27	100
1 at. acide	=	902,32		77,73	
1 at. hyposulfate	=	1160,68		63,25	100
12 at. eau	=	674,68		36,75	
1 at. hypos. cristall.	=	1835,36			

Phosphate de magnésie.

1210. On peut préparer le phosphate de magnésie, en dissolvant le carbonate de magnésie par l'acide phosphorique, et évaporant convenablement la dissolution, pour que le sel puisse cristalliser. Mais M. Fourcroy a indiqué un procédé pour l'obtenir en beaux cristaux réguliers de grande dimension; il consiste à mêler ensemble parties égales de dissolution aqueuse de phosphate de soude et de sulfate de magnésie. Il ne se manifeste d'abord aucun changement; mais au bout de quelques heures il se forme dans la liqueur de gros cristaux transparens de phosphate de magnésie. Il cristallise en prismes hexaèdres dont les côtés sont inégaux. Sa saveur est fraîche et douce; il est soluble dans 15 parties d'eau froide et dans une moins grande quantité d'eau bouillante. Etant exposé à l'air, il s'effleurit et tombe en poussière. Par une chaleur modérée, il perd son eau de cristallisation et s'effleurit encore. A une plus haute température, il se fond en un verre transparent.

Il est composé de :

2 at. magnésie	=	516,72 ou bien	36,67
1 at. ac. phosphori.	=	892,30	63,33
1 at. phosphate	=	1409,02	100,00

Phosphite de magnésie.

1211. Comme il est soluble, on ne l'obtient que par la combinaison directe de l'acide phosphoreux et de la magnésie. Évaporé dans le vide, il se prend en croûtes cristallines cont nant beaucoup plus d'eau de cristallisation que les phosphites de baryte et de chaux. Sa décomposition par le feu donne d'abord de l'hydrogène, puis de l'hydrogène phosphoré. Il reste un phosphate de couleur jaune brunâtre. Elle s'opère avec un peu d'incandescence, phénomène que n'offrent pas les autres phosphites.

Hypophosphite de magnésie.

1212. L'action de la magnésie sur le phosphore étant nulle par l'intermède de l'eau, on prépare cet hypophosphite en faisant bouillir long-temps de l'oxalate de magnésie en excès, avec de l'hypophosphite de chaux. On filtre la liqueur, on évapore, et l'hypophosphite de magnésie cristallise en octaèdres réguliers, qui contiennent 54 p. 100 de cristallisation.

Chauffé, il fournit de l'eau, de l'hydrogène phosphoré inflammable spontanément et il laisse pour résidu du phosphate de magnésie coloré en rouge.

Nitrate de magnésie.

1213. Ce sel existe dans la nature; il fait partie du salpêtre brut; pour l'obtenir pur on traite le carbonate par l'acide nitrique.

Le nitrate de magnésie a une saveur très-amère et désagréable; il est déliquescent, par conséquent très-soluble dans l'eau; celle-ci en dissout à peu près une fois son poids

à la température de 16°. L'alcool, d'une densité de 0,84, en dissout la neuvième partie de son poids. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, et souvent en petites aiguilles attachées les unes aux autres ; sa pesanteur spécifique est de 1,736. Exposé à l'air, il en attire l'humidité ; chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, et après avoir perdu son eau de cristallisation, il se réduit en poudre sèche ; mais à une forte chaleur, il se décompose entièrement. Il est formé de

1 at. magnésie	= 258,36	ou bien	27,61
1 at. acide nitriq.	= 501,16		72,39
1 at. nitrate	= 759,52		100,00

On convertit le nitrate naturel en nitrate de potasse.

Arséniate de magnésie.

1214. En saturant le carbonate de magnésie par l'acide arsénique, la liqueur s'épaissit et se coagule ; par un excès d'acide, on peut redissoudre la masse ; en évaporant la liqueur on obtient une masse gommeuse incristallisable. Chauffé, il se comporte comme l'arséniate de potasse. Il doit être formé de

2 at. magnésie	= 516,72	ou bien	26,40
1 at. acide arsenique	= 1440,72		73,60
1 at. arséniate	= 1957,44		100,00

Borate de magnésie.

1215. Il peut s'obtenir artificiellement, en faisant dissoudre de la magnésie dans l'acide borique ; cette dissolution s'opère lentement ; par l'évaporation, ce sel se précipite en petits cristaux de forme irrégulière ; il se fond sans éprouver d'altération ; il est soluble dans l'acide acétique.

On le rencontre dans la nature en cristaux blancs, tantôt opaques, tantôt transparens, qui sont assez durs pour rayer le verre et faire feu au briquet. Sa pesanteur spécifique est de 2,566. Il paraît que ceux qui sont opaques

contiennent de la chaux et que ceux qui sont transparens n'en contiennent point.

Ces cristaux sont des cubes dont les bords et quatre de leurs angles sont tronqués. Lorsqu'on les chauffe, ils deviennent électriques; ils décrépitent ensuite et perdent leur éclat sans diminuer sensiblement de poids. Par une chaleur très-forte, ils se fondent en un verre de couleur jaune. Dans le borate naturel, connu sous le nom de boracite, l'acide contient trois fois l'oxigène de la magnésie.

Silicates de magnésie.

1216. On en connaît un grand nombre, savoir :

1° La *marmolithe* qui est formée d'un atome de silicate de magnésie et d'un atome d'eau;

2° La *serpentine noble*, formée de deux atomes de sesquisilicate de magnésie pour un atome d'eau;

3° La *pyrallolithe*, qui n'est autre chose que du bisilicate de magnésie;

4° La *serpentine commune*, qui paraît principalement formée de trisilicate de magnésie;

5° La *stéatite*, également formée de trisilicate de magnésie, mais un peu hydraté;

6° Et enfin la *magnésite*, qui est composée d'un atome de trisilicate de magnésie pour deux atomes d'eau.

Parmi tous ces silicates, il n'en est qu'un dont nous aurons occasion d'étudier les usages, c'est la magnésite qu'on emploie pour faire la porcelaine en Piémont.

Carbonate de magnésie.

1217. On connaît deux combinaisons d'acide carbonique avec la magnésie : un carbonate neutre et un bicarbonate. Le carbonate neutre se prépare en versant une dissolution de carbonate de soude dans une dissolution de sulfate de magnésie et chauffant le mélange; il se précipite une poudre blanche qui est le carbonate de magnésie. Ce carbonate est

insoluble, insipide; c'est celui que l'on rencontre dans le commerce; il doit être formé de

1 at. magnésie	= 258,36	ou bien	48,41
2 at. acide carbonique	= 275,32		51,59
1 at. carbonate	= 533,68		100,00

Le bicarbonate s'obtient en délayant le carbonate neutre dans l'eau, et faisant passer dans le liquide un courant de gaz acide carbonique, jusqu'à ce que le carbonate soit dissous. Par l'évaporation, ce sel cristallise en prismes hexagones, transparens, terminés par un plan; il n'a que fort peu de saveur, et il se dissout dans 48 parties d'eau froide. Exposé à l'air, il s'effleurit et se décompose. Par la chaleur, il décrépite et se décompose encore; il contient exactement deux fois autant d'acide carbonique que le carbonate neutre. Mais, comme on voit, il est peu stable et tend à passer sous les moindres influences à l'état d'acide carbonique et de carbonate neutre.

On rencontre dans la nature le carbonate de magnésie très-souvent et en abondance, mais toujours associé au carbonate de chaux. Lorsque les deux sels sont unis atome à atome, le composé est plus spécialement connu sous le nom de dolomie. Mais on confond quelquefois aussi sous ce nom, des calcaires magnésifères plus riches ou moins riches en magnésie que la dolomie proprement dite.

CHAPITRE VIII.

Yttrium; oxide, chlorure, brômure, iodure, sulfure, séléniure et phosphure d'yttrium; sels d'yttria formés par les acides minéraux non-métalliques.

Yttrium.

1218. Quelque temps après que M. Wöhler fut parvenu à extraire l'aluminium, il chercha à obtenir l'yttrium par le même procédé, et un succès complet répondit à son attente.

Ce métal s'obtient, en décomposant le chlorure d'yttrium par le potassium. On prépare le chlorure d'yttrium en faisant un mélange intime d'yttria et de charbon en poudre fine; après l'avoir complétement desséché, on l'introduit dans un tube de porcelaine traversant un fourneau; on fait arriver à l'une des extrémités du tube un courant de chlore sec, et à l'autre est adapté un petit ballon desséché ayant une tubulure munie d'un tube. Lorsque l'appareil est plein de chlore, on chauffe graduellement le tube de porcelaine; le chlorure ne tarde pas à se sublimer en aiguilles blanches éclatantes, qui dans le voisinage de la partie rouge du tube sont fondues en une masse compacte cristalline.

Pour décomposer ce chlorure et obtenir l'yttrium, on le place par couches dans un creuset de platine avec des morceaux aplatis de potassium. On fixe fortement le couvercle avec un fil de platine, et on chauffe sur la lampe à esprit de vin. La réduction s'opère alors en un moment et avec un si grand développement de chaleur que le creuset devient d'un rouge blanc. En dissolvant la masse re-

froidie dans l'eau, l'yttrium reste seul, séparé en petites écailles d'un éclat métallique parfait. Sous le brunissoir, il prend l'éclat métallique du fer.

L'yttrium, à la température ordinaire, ne s'oxide ni dans l'air, ni dans l'eau. Chauffé jusqu'au rouge, à l'air libre, il prend feu et brûle avec un éclat très-éblouissant. Dans l'oxigène pur, cette combustion est une des plus éclatantes qu'on puisse voir. L'yttria qu'on obtient est blanche, et montre des traces de fusion.

L'yttrium se dissout facilement dans l'acide sulfurique faible, avec dégagement de gaz hydrogène. La dissolution s'opère moins facilement dans la potasse caustique et nullement dans l'ammoniaque.

Oxide d'yttrium ou yttria.

1219. L'oxide d'yttrium est rare, il ne s'est rencontré, jusqu'à présent, que dans trois minéraux, l'orthite, la pyrorthite, et particulièrement dans la gadolinite d'Ytterby (Suède). D'après l'analyse faite par M. Berzélius, cette pierre serait composée de :

Silice.	25
Yttria.	45
Protoxide de cérium. .	18
Protoxide de fer . . .	12
	100

L'yttria s'extrait ordinairement de la gadolinite dont nous venons de donner la composition. Pour cela, on traite cette pierre réduite en poudre par trois fois son poids d'acide nitro-hydrochlorique, on évapore la liqueur jusqu'à siccité, pour en chasser l'excès d'acide; on verse de l'eau sur la matière sèche, et à l'aide de la chaleur on redissout les nitrates ou chlorures d'yttria, de cérium et de fer. La silice n'est pas dissoute, on la sépare par le filtre et on lave. On verse dans la liqueur filtrée

du carbonate d'ammoniaque dissous en grand excès; il se précipite du carbonate de fer, tandis que le carbonate d'yttria et de cérium restent dissous à la faveur de l'excès de carbonate d'ammoniaque. On filtre une seconde fois pour séparer le carbonate de fer; on porte la liqueur à l'ébullition; le carbonate d'ammoniaque se volatilise, et les carbonates d'yttria et de cérium se précipitent; on les recueille sur un nouveau filtre et on les lave à grande eau.

Il reste à séparer les bases des deux carbonates. Le meilleur procédé, suivant M. Berzélius, consiste à dissoudre les carbonates dans l'acide nitrique, à chasser l'excès d'acide par l'évaporation, à verser sur le résidu environ 150 fois son poids d'eau, et à mettre dans la liqueur des cristaux de sulfate de potasse. Ces cristaux s'y dissolvent peu à peu, et au bout de quelques heures, il se forme un précipité blanc, qui est un sel double insoluble de sulfate de potasse et de cérium. On laisse reposer la liqueur pendant un jour, pour que tout l'oxide de cérium soit précipité; alors on décante et on filtre, et l'on ajoute à la liqueur un excès d'ammoniaque caustique, qui en précipite l'yttria; on lave le précipité et on le chauffe au rouge.

L'yttria, ainsi obtenue, est blanche, pulvérulente, sans saveur ni odeur; elle est insoluble dans l'eau, et n'altère pas les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est de 4,842. Elle est sans action sur le gaz oxigène, elle absorbe le gaz acide carbonique à la température ordinaire, et le laisse dégager à une température élevée.

Elle est formée de :

1 at. yttrium	= 402,57	ou bien	80,10
1 at. oxigène	= 100,00		19,90
1 at. yttria	= 502,57		100,00

Chlorure d'yttrium.

1220. Si l'on chauffe l'yttrium dans le chlore, il brûle

avec un grand éclat et se sublime en aiguilles blanches éclatantes. Ce chlorure se dissout dans l'eau avec une très-forte chaleur, et tombe très-vite en déliquescence à l'air.

Il se prépare par le procédé que nous avons indiqué plus haut. Sa composition doit être :

1 at. yttrium	= 402,57	ou bien	47,64
2 at. chlore	= 442,64		52,36
1 at. chlorure	= 845,21		100,00

Brômure et Iodure d'yttrium.

1221. L'yttrium chauffé dans de la vapeur de brôme ou d'iode, y brûle comme dans le chlore, et le composé qui en résulte se volatilise également en aiguilles blanches; il est aussi fusible, très-volatil, et se dissout dans l'eau avec un grand dégagement de chaleur.

Sulfure d'yttrium.

1222. En chauffant l'yttrium avec le soufre, il s'enflamme aussitôt que tout le soufre a pris l'état gazeux, et se change en un sulfure gris pulvérulent, qui n'est point soluble dans l'eau, et ne la décompose pas seul, mais qui, au moyen d'un acide, produit un dégagement rapide d'hydrogène sulfuré.

Séléniure d'yttrium.

1223. Le sélénium se combine à l'yttrium aussitôt qu'il est fondu, en ne produisant qu'une faible incandescence. Le séléniure d'yttrium est noir; seul il ne décompose pas l'eau; mais avec un acide affaibli, il donne facilement de l'hydrogène sélénié.

Phosphure.

1224. L'yttrium s'enflamme aussi dans la vapeur de phosphore. Le phosphure d'yttrium est pulvérulent, d'un gris

noir, et donne très-facilement, avec l'eau pure, du gaz hydrogène per-phosphoré.

Sels d'yttria.

1225. Ils ont une saveur sucrée et astringente. La potasse caustique les précipite, et le précipité n'est point soluble dans un excès d'alcali; le carbonate d'ammoniaque en grand excès, peut redissoudre le précipité. Le caractère le plus positif de l'yttria, c'est de former avec l'acide sulfurique, un sel qui cristallise facilement, qui est efflorescent à la température de 40°, et devient blanc de lait sans perdre sa forme cristalline.

Sulfate d'yttria.

1226. L'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau dissout l'yttria, et à mesure que ce sel se produit, il cristallise en petits grains brillans. Ces cristaux sont ordinairement des prismes à 6 pans aplatis, terminés par des sommets à 4 faces; quelquefois ce sulfate cristallise en longs prismes rhomboïdaux déliés.

Le sulfate d'yttria a une saveur douce et astringente, il est coloré en rouge légèrement améthyste; sa pesanteur spécifique est de 2,791. Il se dissout dans 30 ou 40 parties d'eau à la température ordinaire.

Il est formé de

1 at. yttria	= 502,57	ou bien	50,07
1 at. acide	= 501,16		49,93
1 at. sulfate	=1003,73		100,00

Nitrate d'yttria.

1227. Il est sucré et légèrement astringent; il attire très-promptement l'humidité de l'air; il est par conséquent très-soluble dans l'eau. A peine peut-on l'obtenir en cristaux. Si, pendant l'évaporation, on pousse un peu trop la chaleur, le sel se ramollit, prend l'apparence du miel,

et par le refroidissement, il devient dur et cassant comme une pierre. En versant de l'acide sulfurique dans une dissolution de ce sel, il s'y précipite instantanément des cristaux de sulfate d'yttria. On l'obtient en traitant directement l'oxide d'yttrium par l'acide nitrique.

Il se compose de

1 at. yttria	= 502,57	ou bien	42,60
1 at. acide	= 677,02		57,40
1 at. nitrate	=1179,59		100,00

Carbonate d'yttria.

1228. On prépare le carbonate, en versant un carbonate alcalin dans une dissolution d'un sel d'yttria; il se précipite en une poudre blanche, sans odeur, sans saveur, insoluble dans l'eau. Il se décompose par la chaleur.

Il est formé de

1 at. yttria	= 502,57	ou bien	64,61	100
2 at. acide	= 275.66		35,39	
1 at. carbonate sec	= 778,23		87,23	100
2 at. eau	= 112,48		12,77	
1 at. carbon. hydrat.	= 890,71			

CHAPITRE IX.

Aluminium ; oxide ; chlorure, brômure, iodure, sulfure, séléniure, phosphure et arséniure d'aluminium ; sels d'alumine formés par les acides minéraux non-métalliques.

Aluminium.

1229. Ce métal a été obtenu pour la première fois en 1827 par M. *Wohler*. Il est vrai qu'avant lui, M. *H. Davy* avait réduit de l'alumine, tant par l'action de la pile sur un mélange fusible d'alumine et de potasse, que par l'action du potassium en vapeur sur de l'alumine chauffée au rouge ; mais il n'avait pas obtenu l'aluminium isolé.

C'est en réduisant le chlorure d'aluminium par le potassium qu'on se le procure. A cet effet, on met au fond d'un creuset de porcelaine quelques morceaux, de la grosseur d'un pois, de potassium pur, bien débarrassé de tout naphte adhérent, et par dessus un volume à peu près égal de chlorure d'aluminium. On met un couvercle sur le creuset, et on chauffe à la lampe, d'abord tout doucement pour éviter sa rupture par le développement intérieur de la chaleur produite par la réaction, et ensuite plus fortement, jusqu'à ce que cette dernière se soit dissipée. La masse restante est bien fondue et d'un gris noir. Après avoir laissé refroidir le creuset, on le plonge dans une grande quantité d'eau, on laisse déposer la poussière d'aluminium, on décante, on filtre, on lave le métal avec de l'eau froide et on le dessèche.

1230. L'aluminium forme une poussière grise ressem-

blant beaucoup à celle du platine. On y remarque des paillettes brillantes d'un blanc d'étain. Sous le brunissoir, il prend l'éclat métallique de l'étain et tache le mortier. Il ne se fond point à la température à laquelle la fonte se liquéfie; il ne conduit pas l'électricité.

Chauffé dans l'air jusqu'au rouge, il brûle avec un grand éclat et se change en alumine; il brûle dans l'oxigène pur, avec un éclat que l'œil ne peut supporter, mais seulement après qu'il a été chauffé au rouge. La chaleur qui se développe est si grande, que l'alumine est en partie fondue et qu'elle est aussi dure que le corindon.

L'aluminium ne décompose pas l'eau à la température ordinaire; mais, à la chaleur de l'ébullition, il la décompose lentement.

A la température ordinaire, il n'est attaqué ni par l'acide nitrique, ni par l'acide hydrochlorique, ni par l'acide sulfurique, même concentrés; mais à chaud il se dissout aisément dans ces acides. Il se dissout au contraire très-facilement dans la potasse liquide, même très affaiblie, avec dégagement d'hydrogène. Il se dissout également en grande partie dans l'ammoniaque

Alumine, oxide d'aluminium

1231. Cet oxide est celui qui a le plus d'importance, parmi ceux de notre seconde section, par l'emploi que l'on fait dans les arts de ses combinaisons salines.

L'alumine tire son nom du mot latin *alumen*, qui signifie *alun*, parce que c'est de l'alun qu'on a extrait cet oxide pour la première fois à l'état de pureté.

L'alumine est blanche, douce au toucher; sa saveur est nulle; elle happe à la langue; elle est sans odeur lorsqu'elle est pure; mais si elle contient de l'oxide de fer, elle exhale, lorsqu'on souffle dessus, une odeur particulière, qu'on désigne par le nom d'odeur terreuse. Sa pesanteur spécifique est de 4,00; elle est insoluble dans

l'eau et forme une pâte avec elle. Par la chaleur elle se contracte considérablement, mais elle ne fond pas au feu le plus violent de nos fourneaux.

On trouve l'alumine dans la nature à l'état de pureté ; elle constitue alors le corindon des minéralogistes, substance la plus dure que l'on connaisse après le diamant. Elle cristallise en prismes hexaèdres, en dodécaèdres triangulaires ou pyramidaux, quelquefois en rhomboèdres. Suivant sa couleur, elle prend des noms différens ; ainsi on nomme *rubis* celle qui est colorée en rouge de feu ; *topaze orientale*, celle qui l'est en beau jaune citron ; *saphir oriental*, celle qui l'est en bleu ; *améthyste orientale*, celle dont la couleur est violette ou pourpre. C'est une des pierres des plus recherchées dans la bijouterie. On la trouve disséminée dans la dolomie, au mont Saint-Gothard ; dans le basalte au Puy en Velay. Mais les plus estimées sont celles qui nous viennent des roches granitiques du Thibet ; c'est pour les distinguer, qu'on ajoute à leur nom l'épithète d'*orientale*.

L'émeril ordinaire est presque toujours formé d'alumine à l'état de corindon, mêlée d'oxide de fer. C'est donc une variété granulaire et ferrugineuse du corindon. L'émeril est bien plus commun que le corindon en cristaux distincts. On en connaît à Naxos, dans l'archipel grec ; à Schwartzenberg, en Saxe ; à Randa, dans le royaume de Grenade ; à Jersey et Guernesey ; dans le ruisseau d'Expailly, près du Puy en Velay.

L'émeril ne le cède en dureté qu'au diamant ; aussi peut-il servir pour polir un grand nombre de corps. La seule préparation dont il ait besoin, consiste à le réduire en poudre. Mais on conçoit que la finesse de cette poudre doit avoir sur ses usages une influence très-grande. Tantôt elle sert à dégrossir, tantôt à doucir, tantôt à donner le dernier poli aux surfaces. On obtient l'émeril propre à ces différentes opérations en pulvérisant l'émeril ordi-

naire en le délayant dans l'eau. On décante ce liquide de deux en deux minutes dans des vases distincts, au nombre de douze ou quinze. Le premier contient l'émeril le plus grossier, le dernier renferme, au contraire, l'émeril le plus fin.

L'alumine mêlée avec la silice, un peu d'oxide de fer et de carbonate calcaire, constitue les terrains argileux qui sont, dans notre climat, ceux qui conviennent le mieux au développement et à la croissance des végétaux. Un mélange de silice et d'alumine avec des traces d'oxide de fer fait la base de toutes les argiles, substances qui doivent à l'alumine la propriété qu'elles ont de faire pâte avec l'eau; l'alumine fait quelquefois les 0,40 de leur poids.

Enfin, on rencontre l'alumine très-fréquemment en combinaison avec différentes substances; parmi ces combinaisons, la plus importante est celle qu'elle forme avec l'acide sulfurique et le sulfate de potasse ou le sulfate d'ammoniaque; elle constitue alors l'alun.

On obtient l'alumine en versant dans une dissolution d'alun, de l'ammoniaque liquide en léger excès qui s'empare de l'acide sulfurique et précipite l'alumine sous forme gélatineuse. On recueille le précipité sur un filtre, et on lave à grande eau avec soin, afin d'enlever non-seulement les sulfates d'ammoniaque et de potasse, mais aussi le suraluminate de potasse qui se dépose avec l'alumine. On peut remplacer l'ammoniaque par le carbonate de soude. L'alumine est encore précipitée et l'acide carbonique se dégage.

Un autre procédé indiqué par M. Gay-Lussac pour la préparation de l'alumine, consiste à dessécher l'alun à base d'ammoniaque, puis à le calciner fortement dans un creuset pendant une heure. Tout l'acide sulfurique et l'ammoniaque se dégagent; il reste, dans le creuset, l'alumine en poudre blanche. Mais dans cet état elle n'est pas attaquable par les acides.

L'oxide d'aluminium est formé de

2 at. aluminium	= 343,33	ou bien	53,29
3 at. oxigène	= 300,00		46,71
1 at. alumine	= 643,33		100,00

L'alumine pure est employée dans les laboratoires de chimie pour faire les différens sels à base d'alumine. Mêlée avec la silice, ou à l'état d'argile, on en fait toutes les poteries; on s'en sert pour fouler les draps, pour faire de l'alun artificiel, etc.

Hydrates d'alumine.

1232. Cet hydrate se rencontre dans la nature. Il est connu des minéralogistes sous le nom de *gibbsite;* on l'a rencontré à Richemont dans le Massachusset. C'est une substance de couleur verdâtre ou blanchâtre, à structure fibreuse, radiée, qui se présente ordinairement en petites stalactites disposées en faisceau. Sa densité est de 2,4; elle est formée de

1 at. alumine	= 643,33	ou bien	65
6 at. eau	= 337,44		35
1 at. gibbsite	= 980,77		100

1233. L'alumine qu'on extrait des sels d'alumine, au moyen des alcalis, est toujours à l'état d'hydrate. Mais les caractères physiques de cet hydrate peuvent varier selon les circonstances de la précipitation. Quant à sa composition, elle toujours la même, et cet hydrate, différent du précédent, est toujours formé de

1 at. alumine	= 643,33	ou bien	41,69
16 at. eau	= 899.84		58,31
	1543,17		100,00

C'est là l'état constant auquel l'alumine hydratée s'arrête toujours, quand on la fait sécher à l'air, à la température de 20 ou 25° c.

Th. de Saussure, à qui l'on doit l'analyse de l'hydrate d'alumine, a fait sur ce composé des observations très-intéressantes, dont nous tirerons plus tard un parti fort utile, et que nous devons en conséquence exposer ici avec soin.

Quand on précipite, au moyen de l'ammoniaque, une solution saturée d'alun, l'alumine bien lavée et séchée à l'air se présente sous forme d'une terre blanche, légère, friable, très-spongieuse, happant à la langue; c'est *l'alumine spongieuse* de Saussure. Séchée à l'air, elle retient 58 p. o/o d'eau, qu'elle perd complètement à la chaleur rouge, à une température inférieure à celle de la fusion de l'argent.

Si la précipitation s'exécute sur une dissolution d'alun très-étendue d'eau, l'alumine lavée et séchée par son exposition à l'air, se présente en masse transparente, jaune et fragile. Lorsqu'elle est en fragmens un peu volumineux, la chaleur de la main la fait sauter en éclats, comme cela a lieu pour le soufre en canons. Sa cassure est lisse et conchoïde; elle n'a pas l'aspect terreux; elle ne happe point à la langue; elle ne se gonfle ni ne se délaye dans l'eau. Son volume, sous le même poids, est dix ou douze fois moindre que celui de l'alumine spongieuse. Elle ressemble à la gomme arabique ou à une gelée desséchée; c'est *l'alumine gélatineuse* de Saussure. Séchée à l'air, elle retient comme l'autre 58 p. o/o d'eau, mais une chalenr rouge n'en chasse que 43 p. o/o, et une température excessivement élevée, de 130° du pyromètre de Wedgewood, n'en peut chasser que 48,25 p. o/o; le restant de l'eau ne peut pas être dégagé par la chaleur. On a donc alors pour résidu un hydrate d'alumine formé de

1 at. alumine	= 643,33	ou bien	79,22
3 at. eau	= 168,72		20,78
1 at. sous-hydr.	= 812,05		100,00

Dans l'analyse minérale, il est important d'éviter la formation de cet hydrate, puisqu'on évaluerait de 20 p. o/o trop haut la dose de l'alumine. On y parvient en précipitant celle-ci d'une dissolution suffisamment concentrée, ou bien en calcinant l'alumine au rouge après y avoir ajouté quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. L'hydrate est détruit par la formation du sulfate, qui est à son tour décomposé par la chaleur.

Saussure s'est assuré, du reste, que l'alumine gélatineuse éprouve une perte déterminée et constante pour chaque température. Il a dressé à ce sujet la table suivante, en opérant sur de l'alumine desséchée à 25 ou 30° c.

	Température.	Perte pour 100.
Th. centigr.	62,5	12,2
	125	19,0
	187,5	23,7
	250	27,2
Pyr. de Wedgewood	13	42,3
	29	45,0
	85	46,0
	106	47,5
	133	48,25
	170	48,25

Il est possible qu'on trouve un jour dans ces curieux résultats quelques éclaircissemens pour la théorie encore si obscure des diverses variétés d'argile. Du reste, quelque singuliers qu'ils soient, les faits qu'on vient de rappeler n'ont rien d'extraordinaire, aujourd'hui que l'on s'est bien convaincu de la grande influence que les moindres modifications moléculaires du même corps peuvent exercer sur ses réactions chimiques.

Chlorure d'aluminium.

1234. L'aluminium chauffé au rouge dans le chlore, s'enflamme, et il se produit du chlorure d'aluminium.

Mais ce procédé de préparation n'est pas praticable, puisque c'est du chlorure même qu'on extrait l'aluminium.

Voici le procédé employé par M. Wohler. Il fait un mélange d'alumine, bien lavée et desséchée, avec de la poussière de charbon, du sucre et de l'huile, et il le chauffe dans un creuset couvert, jusqu'à ce que les matières organiques soient complétement décomposées. Le résidu noir, encore chaud, est mis dans un tube de porcelaine, placé sur un fourneau convenable; par l'une des extrémités du tube, arrive un courant de chlore sec; et à l'autre, est adapté un ballon de verre tubulé, surmonté d'un tube. Aussitôt que l'appareil est rempli de chlore, on porte le tube au rouge, et le chlorure commence à paraître. Après une heure ou une heure et demie, on met fin à l'opération; il arrive assez souvent que le tube de porcelaine est obstrué par le chlorure.

Le chlorure d'aluminium, ainsi obtenu, est tantôt sous forme d'agrégations cristallines dentelées, tantôt en masses solides, dures, à texture cristalline, à grandes lames, et, pour ainsi dire, talqueuses, demi-transparentes, et d'un jaune verdâtre pâle. Il fume à l'air, exhale l'odeur d'acide hydrochlorique, et se liquéfie. Il se dissout dans l'eau avec bruit et chaleur; il se volatilise à une température peu supérieure à celle de l'eau bouillante; son degré de fusibilité se confond avec son degré de volatilisation; il se conserve sans altération dans le naphte.

A l'état de vapeur, il se combine avec le gaz hydrogène sulfuré; le composé est en partie en petits cristaux lamelleux, blancs, transparens, nacrés, en partie en masse fondue, dure et cassante; il tombe en déliquescence à l'air; l'eau le décompose avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré; il est aussi décomposé en grande partie par la chaleur. Le chlorure d'aluminium est composé de

1 at. aluminium	= 171,66	ou bien	20,56
3 at. chlore	= 663,96		79,44
1 at. chlorure	= 835,62		100,00

On peut obtenir le chlorure d'aluminium dissous dans l'eau, en traitant l'alumine en gelée, par l'acide hydrochlorique. La dissolution est incolore; elle se prend en masse quand elle est évaporée, mais elle retient toujours de l'eau. Si on essaye de la dessécher, il se dégage, dès qu'on la chauffe un peu fortement, des vapeurs d'acide hydrochlorique et il reste de l'alumine.

Brômure d'aluminium.

1235. M. D'Arcet fils l'a obtenu, en traitant par le brôme un mélange d'alumine et de charbon; il ressemble au chlorure par ses principales propriétés. Il est comme lui, cristallin, volatil, fumant à l'air, soluble dans l'eau avec dégagement de chaleur, etc. On pourrait l'obtenir, sans doute en dissolution, en traitant le sulfate d'alumine par le brômure de barium. Il doit être formé de

1 at. aluminium	= 171,66	ou bien	10,93
3 at. brôme	= 1399,20		89,07
1 at. brômure	= 1570,86		100,00

Iodure d'aluminium.

1236. L'iode ne se combine pas à l'aluminium, soit en chauffant ensemble un mélange d'aluminium et d'iode, soit en faisant passer de l'iode en vapeur sur de l'aluminium chauffé au rouge.

Ainsi on ne peut pas se procurer l'iodure sec d'aluminium. Mais on peut l'avoir en dissolution, en traitant l'alumine en gelée par l'acide hydriodique. Il ressemble au chlorure et se compose de

1 at. aluminium	= 171,66	ou bien	6,81
3 at. iode	= 2350,05		93,19
1 at. iodure	= 2521,71		100,00

Sulfure d'aluminium.

1237. Le soufre chauffé avec l'aluminium ne l'attaque pas ; mais si on le fait arriver à l'état de vapeur sur de l'aluminium chauffé au rouge, il y a combinaison avec incandescence.

Le sulfure d'aluminium est pulvérulent, d'un gris foncé ; il prend l'éclat métallique par le frottement ; l'eau et l'air humide le décomposent avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré.

Le sulfure d'aluminium ne peut donc pas exister à l'état liquide. Aussi, quand on verse un sulfure alcalin dissous, dans une dissolution d'un sel d'alumine, y a-t-il précipitation d'alumine et dégagement de gaz hydrogène sulfuré. A l'état sec, il est formé de

2 at. aluminium	= 343,32	ou bien	36,26
3 at. soufre	= 603,48		63,74
1 at. sulfure	= 946,80		100,00

Séléniure, phosphure et arséniure.

1238. L'aluminium, placé dans les mêmes circonstances que pour sa combinaison avec le soufre, s'unit au sélénium, au phosphore et à l'arsenic ; il se combine même avec le sélénium et l'arsenic, en le chauffant directement avec ces deux corps. Les composés qui en résultent ont des propriétés semblables à celles du sulfure d'aluminium ; ils se comportent d'une manière analogue avec l'eau ; il y a dégagement de gaz hydrogène sélénié, phosphoré ou arséniqué.

Sels d'alumine.

1239. Ils ont une saveur aigrelette, astringente et un peu douceâtre. La potasse et la soude les précipitent ; mais le précipité se redissout dans un excès d'alcali. Le sulfate de potasse, et celui d'ammoniaque en dissolution saturée, versés dans une dissolution un peu concentrée d'un sel d'alumine, donnent un précipité d'alun sous forme de cristaux octaëdriques ou pulvérulens.

Les sels d'alumine secs et purs, mêlés avec un peu de nitrate de cobalt, et fortement calcinés au chalumeau, prennent une belle couleur bleu d'azur.

Sulfate d'alumine.

1240. Le sulfate d'alumine est blanc, et possède une saveur astringente ; il rougit la teinture de tournesol ; il est déliquescent, soluble dans un poids d'eau moindre que le sien. Il cristallise tantôt en feuilles minces, molles et pliantes, d'un brillant nacré, tantôt en houppes soyeuses. Chauffé, il perd son eau de cristallisation, et tombe en poussière. Une forte chaleur le décompose entièrement, l'acide se volatilise ou se décompose en acide sulfureux et oxigène.

On se le procure en traitant de l'alumine en gelée, par de l'acide sulfurique, étendu de deux fois son poids d'eau ; la combinaison s'opère à l'aide de la chaleur ; on porte la liqueur à l'ébullition, on la filtre, et on la fait évaporer jusqu'en consistance sirupeuse. On la renferme dans un flacon pour qu'elle puisse cristalliser. Il doit être formé de

1 at. alumine	= 643,32	ou bien	29,93	100
3 at. acide	= 1503,48		70,07	
1 at. sulfate	= 2146,80		61,00	100
24 at. eau	= 1349,76		39,00	
1 at. sulfate cristal.	= 3496,56			

Telle est au moins la composition du sulfate d'alumine

natif, qui se rencontre en masses mamelonnées ou fibreuses formées de petits cristaux soyeux.

Sulfate d'alumine tri-basique.

1241. La nature présente une autre espèce de sulfate d'alumine que les minéralogistes connaissent sous le nom de *websterite*. C'est un sous-sulfate, et il semble même qu'il en existe plusieurs, à divers états de saturation. La websterite est blanche, ordinairement en rognons ou en grains formés de cristaux extrêmement petits. Elle a été d'abord observée à Hall, en Saxe, et désignée fort improprement sous le nom d'*alumine native*. Cette erreur a même duré long-temps, et elle est d'autant plus singulière qu'à une chaleur faible, la websterite dégage beaucoup d'acide sulfureux, ce qui aurait dû y faire chercher l'acide sulfurique. On a retrouvé la websterite à Newhaven près Brighton, à Bernon près Épernay, et même à Auteuil près Paris; elle se trouve toujours dans l'argile plastique au-dessus des terrains de craie.

La websterite est formée de

1 at. alumine	= 643,32	ou bien	56,17	100
1 at. acide	= 501,16		43,83	
1 at. sulfate tribasique	= 1144,48		53,00	100
18 at. eau	= 1004,92		47,00	
1 at. sulf. 3 bas. hydr.	= 2149,40			

Sulfate d'alumine octo-basique.

1242. C'est encore un composé pulvérulent fort analogue au précédent pour tous les caractères, mais très-digne d'attention par les circonstances de sa formation. Il se produit en effet, quand on décompose l'alun à base de potasse au moyen de l'acétate de plomb. La liqueur qui surnage le sulfate de plomb déposé, renferme de l'acétate d'alumine et du sulfate de potasse; quand on la chauffe, elle se

trouble vers 100° c. et elle laisse déposer du sous-sulfate d'alumine. Par le refroidissement, celui-ci se redissout et la liqueur redevient claire. On obtient le même résultat en mêlant de l'alun ou du sulfate de potasse, à l'acétate d'alumine pur. Il est évident que ce fait est du plus grand intérêt pour la théorie des mordans en usage dans la fabrication des toiles peintes.

D'après M. Kœchlin Schouch, qui a fait sur ces mordans des observations très-intéressantes, le sous-sulfate qui se dépose quand on les chauffe, est formé de

8 at. alumine	= 5146,56 ou bien	77,39
3 at. acide sulfurique	= 1503,48	22,61
1 at. sulfate 8 basique	= 6650,04	100,00

Sulfite d'alumine.

1243. Le sulfite d'alumine est blanc, doux au toucher; sa saveur est sulfureuse et terreuse; il est insoluble dans l'eau; exposé à l'air, il s'y convertit par degrés en sulfate; par la chaleur, l'acide se dégage et l'alumine reste.

Nitrate d'alumine.

1244. Ce sel a une saveur acide et astringente; il est très-soluble; par l'évaporation, il se convertit en une masse visqueuse de consistance de miel; il est très-difficile de l'obtenir en cristaux; il cristallise cependant en feuillets minces, doux au toucher, presque sans éclat. Exposé à l'air, il en attire très-promptement l'humidité. Lorsqu'il est chauffé, l'acide s'en dégage avec facilité et l'alumine reste à l'état à de pureté.

On l'obtient en traitant l'alumine en gelée par l'acide nitrique, filtrant et évaporant la liqueur.

Phosphate d'alumine.

1245. M. Fourcroy est le seul chimiste qui ait décrit

ce sel. En saturant l'acide phosphorique par l'alumine, il a obtenu une poudre blanche insoluble dans l'eau. On peut dissoudre cette poudre par l'acide phosphorique, et alors il se produit une liqueur gommeuse, qui, par la chaleur, se convertit en un verre transparent.

Arséniate d'alumine.

1246. L'alumine en gelée se dissout dans l'acide arsénique ; la dissolution évaporée donne une masse épaisse insoluble dans l'eau. On peut également obtenir ce sel par double décomposition.

Borate d'alumine.

1247. Ce sel est à peine soluble ; on peut donc l'obtenir en mêlant des dissolutions de sulfate d'alumine et de phosphate de soude.

Lapis lazuli.—Outremer.

1248. Nous plaçons ici, comme appendice aux composés alumineux, la combinaison encore mal connue qui constitue la magnifique couleur bleue désignée sous le nom d'outremer.

Le lapis lazuli est un minéral qui se rencontre principalement dans les parties septentrionales de l'Asie. Il s'y trouve en morceaux roulés, mélangés de pyrites, de felspath, de grenat, etc. Sa couleur est d'un bleu plus ou moins foncé. Il est compacte, et pèse 2,7 à 2,9.

A une température assez élevée, le lapis conserve sa couleur, mais, à la chaleur blanche, il se boursoufle et fond en une masse jaunâtre. Les acides puissants lui font perdre sa couleur ; il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et il reste une épaisse gelée de silice. Cet effet n'a pourtant lieu d'une manière complète, qu'après la calcination préalable du lapis. L'outremer qu'on en retire l'éprouve toujours, et cela

doit être, puisque le lapis a dû être calciné pour l'extraction de cette belle couleur.

Le lapis est évidemment formé de deux substances distinctes. L'une fort abondante, et vraisemblablement incolore, consiste essentiellement en silice, alumine et soude. L'autre, plus rare et essentiellement colorée, se compose de soufre uni à quelque corps sur lequel on essaiera plus bas de présenter les hypothèses possibles, car l'expérience n'a pas prononcé.

Le lapis naturel, et l'outremer qu'on en retire, sont assez rares aujourd'hui. Autrefois, à ce qu'il paraît, cette pierre l'était beaucoup moins, car, d'un côté, les peintres en faisaient pour ainsi dire abus, et, de l'autre, Haudicquer de Blancourt, qui écrivait vers 1700, nous dit qu'il connaît un moyen de fabriquer le lapis artificiellement. Mais comme on en a facilement et abondamment en France, ajoute-t-il, il vaut beaucoup mieux ne le pas faire connaître, afin que les hommes emploient leur temps à leurs ouvrages ordinaires, au lieu de le perdre à fabriquer ce qu'ils peuvent avoir aisément. Ce passage prouve assez que l'outremer était alors plus estimé par sa beauté qu'à cause de sa rareté. Nous sommes d'ailleurs fort loin de croire qu'Haudicquer ait possédé ce précieux secret.

1249. Le lapis lazuli ne peut pas être employé immédiatement en peinture. Il a besoin d'une préparation préalable à laquelle les anciens peintres apportaient les plus grands soins. Elle se réduit, en général, à pulvériser le lapis, à incorporer la poudre avec un mastic résineux, à lessiver la masse à l'eau chaude qui entraîne les particules bleues, à séparer celles-ci des eaux de lavage par une décantation soigneuse, enfin à les débarrasser de tout mastic adhérent, au moyen de nouveaux lavages faits avec une dissolution alcaline.

Haudicquer de Blancourt nous a donné des détails très-étendus sur le mode de traitement en usage de son temps, pour la préparation de l'outremer.

1250. On réduit d'abord le lapis lazuli en morceaux de la grosseur d'une noisette, on les lave à l'eau tiède, et on les place dans un creuset qu'on chauffe au fourneau à vent. On jette ces fragmens incandescens dans de l'eau froide acidulée avec du vinaigre, et on recommence six ou sept fois l'opération. Il est nécessaire d'étonner ainsi et à plusieurs reprises le lapis lazuli pour lui ôter de sa dureté et rendre sa pulvérisation facile. On pile ensuite le lapis dans un mortier de bronze, couvert d'une toile qui empêche la poudre de s'envoler dans l'air, et on le passe au tamis de soie très-fin.

Ce mode de pulvérisation serait encore insuffisant pour le but qu'on se propose, il faut avoir recours à une porphyrisation très-bien faite. Pour rendre celle-ci facile et complète, on a même besoin d'ajouter à la poudre de lapis une liqueur visqueuse qui augmente le frottement de la molette sur la table.

On se procure cette liqueur en dissolvant d'abord 60 à 80 grammes de miel dans 250 grammes d'eau pure, portant le syrop à l'ébullition et ôtant toutes les écumes. On prend ensuite 5 grammes de sang-dragon que l'on porphyrise, en l'humectant avec la liqueur précédente. On en fait une pâte fine qui est introduite dans un flacon où l'on ajoute ensuite, et peu à peu, de la liqueur mielleuse, jusqu'à ce que le tout prenne une couleur violette. Il paraît que le sang-dragon a pour objet de modifier un peu la teinte de l'oûtremer, et de lui donner un peu de violet, quand il en manque naturellement.

Cette liqueur étant prête, on met sur un porphyre 500 grammes de lapis lazuli et on le broie, en y ajoutant peu à peu 100 ou 120 grammes de liqueur mielleuse. La porphyrisation dure une ou deux heures. Plus long-temps prolongée, elle affaiblirait la nuance de l'outremer, ce qu'il faut éviter.

On met ensuite la pâte de lapis dans des assiettes vernissées, on la laisse sécher à l'ombre et à l'abri de la

poussière. La matière étant sèche, on la délaie dans de l'eau très-faiblement alcaline (*lessive douce*) (1), on laisse reposer, on décante, et on fait de nouveau sécher à l'ombre.

1251. Dans cet état, le lapis peut être incorporé avec le ciment résineux. On distingue celui-ci en deux espèces, le *ciment doux* et le *ciment fort*; le premier s'emploie au commencement, le second à la fin de l'opération.

Le ciment doux se compose de

Térébenthine.	120 grammes.
Colophane.	120
Poix blanche.	180
Cire jaune.	30
Huile de lin.	24

Le ciment fort s'obtient avec

Térébenthine	120 grammes.
Colophane.	180
Poix blanche.	90
Mastic.	90
Cire jaune.	90
Huile de lin.	45

Pour l'un et l'autre, on purifie l'huile de lin, en la lavant à plusieurs reprises avec de l'eau. Pour cela, on la place dans un flacon avec un volume d'eau égal au sien, et on agite fortement. Tant que l'eau se salit, on renouvelle cette opération; dès qu'elle reste limpide on cesse les lavages.

(1) La préparation de l'outremer exige trois sortes de lessives alcalines. On les obtient en délayant dix poignées de cendre de sarment de vigne dans 10 kilogr. d'eau chaude et filtrant la lessive. C'est la *lessive forte.* Avec le résidu et 10 kilogr. de nouvelle eau chaude, on obtient une *lessive médiocre.* Enfin la même quantité d'eau chaude ajoutée au nouveau résidu procure la *lessive douce.*

Voici du reste comment se préparent les deux cimens. On fond d'abord la térébenthine à un feu très-doux dans un vase de terre vernissé; on ajoute la résine, puis le mastic, et enfin la poix blanche, et on remue jusqu'à ce que le tout soit fondu. On met alors la cire qui se fond et se dissout bien plus vite, et le ciment se termine par l'addition de l'huile de lin. Ce ciment, versé goutte à goutte dans l'eau froide, doit s'y figer sans s'étaler en nappe huileuse. Dans ce dernier cas il faudrait le laisser sur le feu et le faire bouillir jusqu'à ce qu'il eût pris la consistance convenable.

Quand le ciment est préparé, on le jette sur un tamis de crin, et on le reçoit dans une terrine d'eau froide. On le malaxe ensuite fortement et long-temps dans l'eau, pour le débarrasser de toutes les impuretés que ce liquide peut entraîner, soit par dissolution, soit autrement. Enfin on le conserve sous l'eau, en ayant soin de renouveler ce liquide de temps à autre; par ce moyen on le garantit de l'action de l'air, qui ne tarderait pas à le durcir.

1252. On prend, pour traiter le lapis, parties égales de ciment doux et de lapis porphyrisé. On fond le ciment à un feu très-léger, et on y ajoute peu à peu la poudre de lapis au moyen d'un petit tamis très-clair. A mesure que la poudre tombe sur le ciment fondu, on remue sans cesse pour l'incorporer. Quand elle l'est complétement, on jette la matière dans de l'eau froide, on la malaxe bien avec les mains huilées, et lorsque la pâte est bien homogène, on la met dans un vase, on la recouvre d'eau, et on la laisse en repos pendant une quinzaine de jours.

C'est de cette masse qu'on extrait l'outremer, au moyen de lavages convenables. On l'enferme dans un linge, on la plonge dans l'eau tiède, et on la laisse se ramollir; on comprime doucement la masse, l'eau de ce premier lavage devient sale, et on la met de côté pour en séparer le peu d'outremer qu'elle contient. On verse sur la masse de nou-

velle eau tiède et on la malaxe encore; c'est alors que le plus bel outremer se dégage peu à peu, et vient nager dans l'eau tiède. De quart d'heure en quart d'heure, on décante celle-ci et on la remplace par de nouvelle eau tiède. Les eaux de lavage entraînent à la fois l'outremer et des fragmens de ciment; on les jette sur un tamis qui retient ces fragmens, et l'eau chargée d'outremer est mise dans des vases de terre vernissés où on l'abandonne au repos.

En cinq ou six lavages, on peut tirer ainsi en bel outremer, le quart du poids du lapis employé, mais à chaque lavage la richesse de sa couleur diminue.

En recommençant les lavages, on peut se procurer une quantité semblable d'outremer moins riche en couleur. Enfin un troisième et un quatrième lavage donnent une poudre d'un bleu pâle connue sous le nom de *cendres d'outremer*, qui, à l'intensité près, possède toutes les propriétés de cette précieuse couleur.

On emploie huit heures au lavage de 500 grammes de lapis mis en ciment, et dix à douze heures suffisent à la décantation des divers outremers qu'on en extrait. Si les lavages ne réussissaient pas convenablement, on pourrait accélérer l'opération en se servant, en place d'eau tiède, d'une liqueur alcaline. Les lessives douce, faible, ou forte, peuvent être successivement employées à cet effet.

1253. Quand on trouve que l'outremer ainsi préparé n'est pas suffisamment beau, on le fait sécher, on l'incorpore avec du ciment fort, et on recommence toute la série d'opérations que nous venons de décrire.

Enfin, quand l'outremer est considéré comme de belle qualité, il faut procéder aux lavages nécessaires pour le débarrasser des dernières portions de ciment. On peut le laver simplement avec la lessive douce déjà indiquée. On peut aussi le mettre en pâte avec des jaunes d'œufs, et le laver avec la lessive douce ensuite. Enfin, on recommande à la fin des lavages de délayer l'outremer décanté, dans du

fiel de bœuf. On le malaxe bien et on le délaye à plusieurs reprises dans de l'eau claire.

1254. Tant que l'outremer n'a pu être produit artificiellement, il a du être considéré comme une matière d'une faible importance industrielle, mais il n'en est pas de même aujourd'hui. L'outremer peut être formé par des procédés susceptibles d'être simplifiés sans doute, et dès lors on peut espérer qu'une substance aussi précieuse comme couleur, ne tardera point à acquérir des usages nombreux. On en sera bientôt convaincu, si l'on considère la nature de ses élémens qui sont tous au plus bas prix, et très-répandus dans la nature. La formation artificielle de l'outremer est sans contredit la conséquence d'un beau travail de MM. Desormes et Clément, publié en 1806, et dans lequel ils ont donné l'analyse de cette substance.

1255. Voici les propriétés qu'ils ont observées dans le plus bel outremer, tel qu'on l'obtient en séparant seulemement 2 ou 3 centièmes d'outremer, d'un beau lapis lazuli.

La densité de cet outremer est de 2,360; par l'action d'une chaleur rouge, il n'éprouve d'autre altération que la combustion de quelques traces de matière huileuse ou résineuse dont le procédé d'extraction l'avait laissé chargé. L'outremer ainsi chauffé conserve sa nuance, mais il devient dur et aride; pour l'employer, il faudrait le porphyriser de nouveau; au rouge blanc, il donne un émail noir quand on n'en a pas brûlé les corps gras. Dans le cas contraire, il fournit un verre presque incolore et transparent; il perd alors 12 p. o/o de son poids.

Soumis à l'action de la pile, il perd sa couleur au pôle positif, et il n'est pas altéré au pôle négatif.

Fondu avec du borax, il laisse dégager du soufre et de l'acide carbonique; il fournit aisément un verre transparent.

L'oxigène l'altère profondément à l'aide de la chaleur; il le fait passer au vert terne.

L'hydrogène à chaud, lui enlève du soufre et lui fait prendre une teinte rougeâtre.

Le soufre en fusion ne l'altère pas; il en est de même de l'hydrogène sulfuré liquide et de l'eau de chaux.

La potasse et la soude en dissolution, agissent à chaud sur l'outremer, mais sans altérer sa couleur. Elles dissolvent seulement l'alumine dont il est toujours accompagné; à une chaleur rouge, ces agens détruisent la couleur et se comportent alors avec l'outremer, comme avec une argile quelconque.

Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique détruisent promptement la couleur de l'outremer avec dégagement d'hydrogène sulfuré, et laissent une épaisse gelée de silice. Le vinaigre se comporte de même, mais bien plus faiblement.

Le chlore décolore et dissout l'outremer avec plus d'énergie que tout autre corps. Pour s'en assurer, il suffit de délayer l'outremer dans l'eau, d'y faire passer un courant de chlore et de remuer constamment. Tout se dissout, excepté 10 à 15 centièmes de silice.

MM. Clément et Desormes, à qui toutes ces observations sont dues, ont fait l'analyse de l'outremer avec tout le soin possible, et pourtant ils ont toujours éprouvé quelques pertes. Voici le résultat de cette analyse :

Silice.	35,8
Alumine..	34,8
Soude	23,2
Soufre.	3,1
Carbonate de chaux.	3,1
	100,0

1256. Quelques années plus tard, M. Tassaert observa à Saint-Gobin, dans des fours à soude, une matière bleue

qu'à l'examen chimique, M. Vauquelin reconnut pour de véritable outremer. Depuis lors, ces observations se sont multipliées, et l'on a plusieurs fois signalé la production de l'outremer en pareil cas.

M. Kulhmann a même annoncé que dans un four à calciner le sulfate de soude, l'autel en brique lui offre des couches d'outremer disséminées par places, toutes les fois qu'il s'agit de réparer le four. L'outremer est entouré de cristaux rouges bruns très-petits de sulfure de sodium; ce qui montre évidemment, que la formation de ce sulfure précède celle du bleu d'outremer.

Ainsi, ce nouveau fait d'accord avec celui qui a été observé par M. Vauquelin, montre que l'on peut arriver à la production de l'outremer par la simple action de l'argile ordinaire, sur le sulfure de sodium.

C'est ce dernier point de vue qu'il convient d'examiner dans l'intérêt de l'industrie, car le procédé de M. Gmelin que nous allons décrire, ne peut conduire à aucun résultat pratique, bien qu'il soit le plus convenable de tous pour éclaircir la véritable théorie de la fabrication du bleu d'outremer.

1257. L'observation de M. Vauquelin détermina, il y a peu de temps, la société d'encouragement à proposer un prix pour la fabrication de l'outremer artificiel. Ce prix fut remporté par M. Guimet, qui n'a point fait connaître son procédé et qui livre aujourd'hui de l'outremer à 25 francs l'once, tandis qu'il a valu jusques à 200 francs.

De son côté, M. Gmelin a publié un procédé pour la préparation de l'outremer factice, que nous allons faire connaître.

1258. Voici, d'après M. Gmelin, la méthode d'après laquelle la préparation de l'outremer réussit infailliblement.

On se procure de l'hydrate de silice et d'alumine; le premier en fondant ensemble du quartz bien pulvérisé, avec quatre fois autant de carbonate de potasse, dissol-

vant la masse fondue dans l'eau et la précipitant par de l'acide muriatique; le second en précipitant une solution d'alun pur par de l'ammoniaque. Ces deux terres doivent être lavées soigneusement avec de l'eau bouillante. Après cela, on détermine la quantité de terre sèche qui reste après avoir chauffé au rouge une certaine quantité des précipités humides. L'hydrate de silice dont s'était servi M. Gmelin, contenait sur 100 parties, 56 de silice sèche, et l'hydrate d'alumine 3,24 de terre anhydre.

On dissout ensuite à chaud, dans une solution de soude caustique, autant de cet hydrate de silice qu'elle peut en prendre, et on détermine la quantité de terre dissoute. On prend alors sur 72 parties de cette dernière (silice anhydre), une quantité d'hydrate d'alumine qui contient 70 parties d'alumine sèche; on l'ajoute à la dissolution de la silice, et on évapore le tout ensemble en remuant constamment, jusqu'à ce qu'il ne reste qu'une poudre humide.

Cette combinaison de silice d'alumine et de soude est la base de l'outremer que l'on teint par du sulfure de sodium de la manière suivante :

On met dans un creuset de Hesse un mélange de deux parties de soufre et d'une partie de carbonate de soude anhydre; on chauffe peu à peu, jusqu'à ce que, à la chaleur rouge moyenne, la masse soit bien fondue; on projette alors le mélange précédent en très-petite quantité à la fois, au milieu de la masse fondue; aussitôt que l'effervescence due à la vapeur d'eau, cesse, on y jette une nouvelle portion. Aprés avoir tenu le creuset une heure au rouge modéré, on l'ôte du feu et on le laisse refroidir. Dans le creuset se trouve l'outremer, mêlé à du soufre en excès que l'on chasse par une chaleur modérée. Quand toutes les parties de l'outremer ne sont pas colorées également, on peut séparer les parties les plus belles, après les avoir réduites en poudre très-fine, par le lavage avec de l'eau.

1259. Il est donc hors de doute qu'avec de la silice, de l'alumine et du sulfure de sodinm, on peut faire de l'outremer artificiel. Il paraît que l'on doit se servir d'un poly-sulfure. Mais les observations faites dans les fours à soude, prouvent qu'on peut réussir avec l'argile à briques, et c'est là le point qui doit attirer, nous le répétons, toute l'attention des chimistes. En effet, si avec un poly-sulfure de sodium et de l'argile ordinaire, on parvenait à faire de l'outremer, ce serait la couleur bleue la plus belle, la plus durable et la moins chère de toutes celles que l'on connaît.

Alun.

1260. Le sel connu dans le commerce sous le nom d'alun, est un sulfate double d'alumine et de potasse, ou bien un sulfate double d'alumine et d'ammoniaque, et presque toujours un mélange de ces deux sels doubles. Pendant long-temps on l'avait considéré comme du sulfate d'alumine simple; cependant jamais on ne pouvait parvenir à former des cristaux d'alun en combinant l'alumine à l'acide sulfurique, et d'un autre côté l'on savait que la présence de la potasse ou de l'ammoniaque était indispensable à sa formation; enfin, MM. Vauquelin, Chaptal et Descroizilles en ont donné la véritable composition.

On sait aujourd'hui d'une manière générale, que la plupart des sulfates dont la base contient trois atomes d'oxigènes, peuvent s'unir aux sulfates dont la base renferme un seul atome d'oxigène. Le sulfate d'ammoniaque joue le même rôle que ces derniers. Tous ces sels doubles possèdent la même composition atomique et la même forme cristalline; on les considère en quelque sorte, comme des espèces d'un même genre, et souvent on les désigne sous le nom d'aluns de fer, de chrôme, etc.

On peut donc obtenir des aluns en unissant les sels sui-

vans, pourvu qu'on prenne l'un de ceux qui jouent le rôle d'acide, et l'un de ceux qui jouent celui de base.

Acides.	*Bases.*
Sulfate d'alumine	sulfate de potasse
id. de sesquioxide de fer	id. de soude
id. de sesquioxide de mangan.	id. d'ammoniaque
id. d'oxide de chrôme, etc.	id. de protox. de fer, etc.

Le genre alun est donc nombreux en espèces. Il est bien défini par la composition atomique citée plus haut. Nous devons nous borner à décrire ici les aluns fournis par le sulfate d'alumine avec ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque.

1261. *Alun de potasse.* On en connaît trois variétés très-différentes : l'*alun ordinaire*, l'*alun de Rome* et l'*alun aluminé*.

L'alun ordinaire est incolore, il a une saveur astringente, il rougit le tournesol; sa pesanteur spécifique est de 1,71. Il cristallise en octaèdres réguliers, transparens; il s'effleurit légèrement à l'air. L'eau, à la température ordinaire, en dissout la quinzième partie de son poids. Il n'exige que les trois quarts de son poids d'eau bouillante pour se dissoudre. A une douce chaleur, il se fond dans son eau de cristallisation, et donne lieu à une masse qu'on appelait autrefois *alun de roche*. A une chaleur plus forte, il se boursouffle considérablement et perd son eau de cristallisation; en même temps, il devient blanc et opaque, très-cohérent, capable de résister pendant long-temps à l'action de l'eau, et prend alors le nom d'*alun calciné*. Sous cette forme, on s'en sert pour ronger les chairs baveuses. A l'aide d'une chaleur rouge, le sulfate d'alumine est décomposé; l'alumine reste mêlée au sulfate de potasse qui ne se décompose pas par la chaleur, tandis qu'il se dégage de l'acide sulfureux et de l'oxigène. Quand on soumet cet

alun à une chaleur presque blanche long-temps prolongée, le sulfate de potasse lui-même se décompose à son tour, sous l'influence de l'alumine qui se combine avec la potasse et met l'acide sulfurique en liberté.

Quand on fait bouillir une dissolution d'alun avec de l'alumine en gelée, il se produit un sous-sulfate d'alumine et de potasse, qui est insoluble et qui se dépose par conséquent en poudre blanche. C'est l'*alun saturé de sa terre*, des anciens chimistes.

Le même effet s'obtient immédiatement en ajoutant un peu de potasse ou de soude dans la dissolution d'alun. Il se précipite de suite un sous-sulfate en poudre blanche.

L'alun de potasse est formé de :

1 at. sulfate de potasse	1089,07	ou bien alumine. . . .	10,82
1 at. sulfate d'alumine	2149,80	potasse.	9,94
48 at. eau.	2699,52	acide sulfuriq. .	33,77
	5938,39	eau.	45,47
			100,00

L'alun saturé de sa terre, qu'on appelle aussi *alun aluminé*, se compose de :

1 at. sulfate de potasse. . .	1089,07	ou bien potasse.. .	10,62
3 at. sous-sulf. d'alumine tri-basiq. (Websterite)	3433,44	alumine. .	35,03
		acide sulf.	36,10
18 at. eau.	1004,92	eau. . . .	18,25
	5527,43		100,00

1262. *Alun de Rome.* Cet alun possède un grand nombre des propriétés du précédent, mais toutefois il en diffère par des caractères essentiels. En effet, l'alun de Rome cristallise toujours en cubes opaques, tandis que l'autre fournit toujours des octaèdres transparens.

Il paraît que l'alun de Rome, dont nous faisons con-

naître ailleurs la fabrication, est un sulfate d'alumine et de potasse dans lequel l'alumine se trouve en léger excès. Ce composé est permanent, tant qu'on le dissout dans de l'eau froide; par une évaporation lente ou spontanée, il reparaît sous sa forme cubique. Mais quand on le dissout dans de l'eau à 43° c. ou au delà, ou bien quand on chauffe ses dissolutions jusqu'à ce point, il se précipite du sous-sulfate d'alumine, et il reste dans la liqueur de l'alun ordinaire qui cristallise en octaèdres.

On ne connaît pas la composition de l'alun de Rome. Il est probable qu'elle diffère, et peut-être diffère-t-elle beaucoup de celle de l'alun ordinaire, surtout à l'égard de l'eau de cristallisation.

1263. *Alun ammoniacal.* L'alun à base d'ammoniaque ressemble entièrement à l'alun à base de potasse; il se distingue de ce dernier en ce que, calciné fortement, le résidu n'est que de l'alumine; et, lorsqu'on le broie avec de la chaux et un peu d'eau, il s'en dégage de l'ammoniaque bien reconnaissable à son odeur.

Il est composé de :

1 at. sulfate d'ammoniaqne	716,7	ou bien ammoniaque	3,89
1 at. sulfate d'alumine. . .	2149,8	alumine. . .	11,90
48 at. eau.	2699,5	acide sulf. .	36,10
	5566,0	eau.	48,11
			100,00

L'alun ammoniacal cristallise en octaèdres. On ne sait pas s'il peut former de l'alun cubique : c'est probable.

1264. Nous avons déjà fait observer que dans le commerce on rencontre de l'alun de Rome, de l'alun de potasse, de l'alun d'ammoniaque et de l'alun mêlé, contenant plus ou moins d'alun de potasse et d'alun d'ammoniaque. Tous ces aluns sont employés en teinture et dans la plupart des cas, ils pourraient l'être indifféremment, s'ils étaient également purs; mais il n'en est pas ainsi.

Les aluns du commerce contiennent tous une plus ou moins grande quantité de sulfate de fer ; ils sont d'autant plus estimés qu'ils en contiennent moins, parce que ce sel est souvent nuisible dans la teinture. L'alun de Rome en contient, d'après MM. Thénard et Roard, 1/2200, et celui de Liége, 1/1000. On les purifie en les faisant cristalliser de nouveau, ou en les soumettant à des traitemens dont il sera question plus loin.

L'alun de potasse tout formé existe dans la nature, mais il est rare. On le trouve en petite quantité dans les fissures de certains schistes. Il existe au contraire beaucoup de sous-sulfate d'alumine uni au sulfate de potasse; cette matière constitue des collines tout entières à Tolfa, près Civita-Vecchia, et à Piombino en Italie. Il en a été découvert au pied du Mont-d'Or en Auvergne.

L'exploitation de l'alun forme une branche de commerce si importante, que nous lui consacrerons un chapitre particulier.

1265. *Alun de soude.* Celui-ci n'a point encore été appliqué aux usages qui rendent la fabrication des précédens si considérable. Il pourrait vraisemblablement jouer le même rôle qu'eux, et sa grande solubilité le rendrait utile en quelques occasions.

L'alun à base de soude possède en effet les mêmes propriétés que l'alun à base de potasse, mais il est bien plus soluble. Sa saveur, sa forme cristalline et ses principales réactions sont d'ailleurs les mêmes; sa densité est de 1,35. Il est composé de même que l'alun de potasse octaédrique, d'un atome de sulfate de soude et d'un atome de sulfate d'alumine. Il est probable qu'il ne contient que 48 atomes d'eau, quoique l'on ait cru pouvoir en fixer la quantité à 50 atomes.

Voici, du reste, sa composition telle qu'on l'a trouvée :

4 at. acide sulfurique	= 2004,64	ou bien	34,00
1 at. alumine.	= 643,32		10,52
1 at. soude.	= 390,92		6,48
50 at. eau.	= 2812,00		49,00
	5850,88		100,00

Mais il est bien probable que les 2 atomes d'eau de trop sont dus à de l'eau interposée.

CHAPITRE X.

Glucinium; oxide, chlorure, brômure, iodure, sulfure, séléniure, phosphure, arséniure de glucinium; sels de glucine formés par les acides minéraux non métalliques.

Glucinium.

1266. Le glucinium a été obtenu par M. Woelher, par le même procédé qu'il avait employé pour extraire l'aluminium et l'yttrium. La réduction du chlorure par le potassium se fait également avec un grand dégagement de chaleur. La masse grise formée de chlorure de potassium et de glucinium se dissout avec un faible dégagement d'hydrogène fétide, et le glucinium se sépare en poudre d'un gris noir qu'on jette sur le filtre, qu'on lave et qu'on dessèche. Le glucinium se présente en une poudre d'un gris foncé, qui a entièrement l'apparence d'un métal précipité en parties très-divisées. Sous le brunissoir, il prend un éclat métallique sombre. A la température ordinaire, il ne s'oxide ni dans l'air, ni dans l'eau, ni même dans l'eau bouillante.

Le glucinium ne s'enflamme dans l'air que lorsqu'il est chauffé au rouge ; à cette température, il brûle dans le gaz oxigène pur avec un éclat extraordinaire, et cependant la glucine qui en résulte ne montre aucune trace de fusion.

Dans l'acide sulfurique concentré et chauffé, le glucinium se dissout avec dégagement de gaz sulfureux. Il se dissout facilement dans les acides sulfurique et hydro-chlorique avec dégagement d'hydrogène, et dans l'acide nitrique avec dégagement de gaz nitreux. Il se dissout dans une dissolution de potasse caustique avec dégagement de gaz hydrogène ; mais l'ammoniaque qui dissout l'aluminium ne l'attaque point.

Oxide de glucinium ou glucine.

1267. La découverte de cet oxide est due à M. Vauquelin, qui, sur l'invitation de M. Haüy, fit l'analyse du béril, pierre transparente d'une couleur verte et d'une très-grande dureté. On trouve cette pierre cristallisée dans les montagnes de Sibérie et dans d'autres contrées, et particulièrement aux environs de Limoges ; elle est connue sous le nom d'émeraude commune.

Préparation. C'est de l'émeraude de Limoges qu'on extrait ordinairement la glucine. A cet effet, après avoir réduit la pierre en poudre fine, on la fait fondre dans un creuset d'argent avec trois fois son poids de potasse caustique. On délaie la masse dans l'eau, on la dissout dans l'acide hydro-chlorique et on évapore à siccité. Le résidu est traité par une assez grande quantité d'eau pour dissoudre les chlorures ; on filtre pour séparer la silice, et on verse dans la liqueur filtrée un excès de carbonate d'ammoniaque ; par ce moyen on précipite la chaux, le chrôme et le fer à l'état de carbonate ; tandis que le carbonate de glucine reste dissous à la faveur de l'excès de carbonate d'ammoniaque ; on filtre de nouveau ; l'on fait

bouillir, et bientôt le carbonate de glucine se dépose; on le lave, on le sèche, puis, en le calcinant, on en chasse l'acide carbonique et on obtient la glucine pure.

La glucine est blanche, légère, douce au toucher, sans saveur ni odeur, ayant la propriété d'adhérer fortement à la langue, insoluble dans l'eau et sans action sur les couleurs bleues végétales. Elle est infusible par un feu de forge. Elle est sans action sur le gaz oxigène, et absorbe le gaz acide carbonique de l'air à la température ordinaire.

Composition. Cet oxide est formé de

2 at. glucinium	= 662,56	ou bien	68,83
3 at. oxigène	= 300,00		31,17
1 at. oxide de glucinium	= 962,56		100,00

Chlorure de glucinium.

1268. Le chlorure de glucinium se prépare de la même manière que les chlorures d'aluminium et d'yttrium : il a beaucoup de ressemblance avec le chlorure d'aluminium; il se sublime en flocons neigeux, de l'éclat de la soie : il est fusible à une douce chaleur, en gouttes brunes; il est soluble dans l'eau.

Brômure de glucinium.

Le glucinium, chauffé dans la vapeur de brôme, s'enflamme avec facilité. La brômure de glucinium se sublime en longues aiguilles blanches; il est fusible, très-volatil, et se dissout dans l'eau avec un grand dégagement de chaleur.

Iodure.

Ce composé est analogue aux deux précédens et à l'iodure d'yttrium.

Sulfure de glucinium.

1269. Le sulfure de glucinium produit, en se formant, une incandescence presque aussi éclatante que celle qui a lieu pendant la combustion de ce métal dans le gaz oxigène. La combinaison s'effectue aussitôt que le soufre a été séparé par la chaleur de la petite masse de glucinium, et que le métal se trouve dans une atmosphère de soufre. Ce sulfure est une masse grise non fondue, qui se dissout, quoique très-difficilement, dans l'eau, sans dégagement de gaz hydrogène sulfuré. Avec les acides, ce gaz se dégage avec grande rapidité.

Séléniure de glucinium.

Le sélénium agit de la même manière que le soufre sur le glucinium, et le composé qui en résulte a des propriétés analogues.

Phosphure.

1270. Le glucinium brûle dans la vapeur de phosphore avec une vive lumière. Le phosphure de glucinium est gris, pulvérulent, et, mis en contact avec l'eau, il dégage de l'hydrogène perphosphoré.

Arséniure.

Avec l'arsenic, le glucinium produit aussi de la lumière. L'arséniure de glucinium est une poudre grise non fondue, qui, dans l'eau pure, dégage du gaz hydrogène arseniqué.

Sels de glucine.

1271. Ils se distinguent par une saveur douce et astringente. Les alcalis les précipitent, mais la potasse ou la soude caustique, ou à l'état de carbonate, redissolvent le précipité; les carbonates en dissolvent moins que les alcalis.

L'ammoniaque ne le dissout pas, mais ce précipité se dissout très-bien dans le carbonate d'ammoniaque.

La glucine a de commun avec l'alumine qu'elle se dissout comme elle dans la potasse ou la soude. Elle a du rapport avec l'yttria, en ce que, comme celle-ci, n'étant pas soluble dans l'ammoniaque, elle l'est dans le carbonate d'ammoniaque; mais cette faculté de se dissoudre dans le carbonate d'ammoniaque est cinq fois plus grande pour la glucine que pour l'yttria.

D'ailleurs le sulfate de glucine ne cristallise pas, et il ne se forme point de cristaux d'alun lorsqu'on mêle du sulfate de potasse avec sa dissolution.

Sulfate de glucine.

1272. On le prépare en dissolvant, jusqu'à saturation, la glucine dans de l'acide sulfurique étendu d'une fois son poids d'eau. La dissolution évaporée donne difficilement de petits cristaux aiguillés; ordinairement on obtient une masse sirupeuse.

Ce sel est blanc, sucré, un peu astringent, et légèrement déliquescent; il est soluble dans l'eau. Exposé à la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau de cristallisation et tombe en poussière. A une chaleur rouge, il est décomposé complétement, l'acide est chassé et la glucine reste à l'état de pureté.

Il est composé de

1 at. glucine	= 962,56 ou bien	39,03
3 at. acide sulfurique	= 1503,48	60,97
1 at. sulfate	= 2466,04	100,00

Phosphate de glucine.

1273. Ce sel est insoluble; on l'obtient par double décomposition; il se précipite en poudre blanche. Il ne s'altère pas à l'air. Exposé à une forte chaleur, il se fond en un verre transparent.

Nitrate de glucine.

Sa saveur est astringente et sucrée. Il est très-déliquescent et si soluble dans l'eau, qu'on ne peut que bien difficilement l'avoir sec. En évaporant sa dissolution, elle s'épaissit et devient glutineuse comme le miel. Il se fond aisément par la chaleur et se décompose ensuite avec facilité.

Il se prépare en saturant l'acide nitrique par l'oxide.

Carbonate de glucine.

Ce sel est blanc, pulvérulent, gras au toucher ; il est insipide et très-léger. Il ne se dissout pas dans l'eau et n'éprouve aucune altération à l'air. Ce carbonate se décompose facilement par la chaleur. Il se prépare en précipitant la glucine d'une de ses dissolutions par un carbonate alcalin.

CHAPITRE XI.

Zirconium ; oxide, chlorure, sulfure de zirconium ; sels de zircone formés par les acides minéraux non métalliques.

1274. La zircone a été découverte par Klaproth, en 1789, dans une pierre précieuse de l'île de Ceylan, nommée *jargon* ou *zircon*. Le même chimiste retrouva cette substance en faisant l'analyse de l'hyacinthe, autre pierre précieuse venant de la même île; et il publia, en 1795, les résultats d'après lesquels la zircone devait être placée au rang des terres et devait être regardée comme une terre nouvelle et distincte des autres. Les découvertes de sir

H. Davy, sur la composition de la potasse, rendaient probable l'existence d'un radical métallique dans la zircone. Ce radical, obtenu par M. Berzélius, semble toutefois bien plus rapproché du silicium que des métaux eux-mêmes.

Le zirconium se présente sous la forme d'une poudre cohérente et noire comme du charbon. Sous le brunissoir il prend une couleur gris-foncé et un éclat presque métallique. Il n'est pas conducteur de l'électricité. Chauffé au contact de l'air, il prend feu et passe à l'état d'oxide. Le chlorate et le nitrate de potasse ne l'oxident presque pas, même à la chaleur rouge. Le carbonate de potasse l'oxide au contraire très-bien à l'aide de la chaleur. Le borax humide l'oxide très-bien aussi, quand on chauffe. L'acide hydrofluorique est le seul qui attaque le zirconium. L'action a lieu à froid. La potasse dissoute ne l'altère pas.

Pour obtenir le zirconium, on se procure d'abord le fluorure de zirconium et de potassium. Ce sel bien sec est mêlé avec du potassium dans un petit creuset de fer, auquel on adapte un couvercle de fer. On chauffe ce creuset au rouge, et la réduction a lieu. La masse noire qui en résulte est traitée par l'eau. Le zirconium se précipite en poudre, et le fluorure de potassium se dissout. On jette sur un filtre, on lave avec une dissolution de sel ammoniac, puis avec de l'alcool, et on fait sécher. On ne peut pas se servir d'eau pure pour le lavage : elle ferait passer le zirconium au travers du filtre.

Oxide de zirconium ou zircone. On l'extrait des hyacinthes qui se trouvent assez abondamment dans les sables du ruisseau d'Expailly (Haute-Loire). On les fait fondre dans un creuset d'argent avec trois fois leur poids de potasse. La masse fondue est traitée par l'acide hydro-chlorique étendu : on évapore à sec pour que la silice se dépose ; puis, reprenant par l'eau, on dissout les chlorures de zirconium et de fer ; on filtre, et on verse dans la liqueur filtrée de l'ammoniaque qui précipite la zircone et l'oxide de fer à

l'état d'hydrates. Lorsqu'ils sont bien lavés, on les fait bouillir avec l'acide oxalique : de là résultent un oxalate de fer soluble et un oxalate de zircone insoluble. Ce dernier, séparé de l'autre par le filtre et suffisamment lavé, puis calciné, donne la zircone parfaitement pure.

La zircone est blanche, sans saveur ni odeur, insoluble dans l'eau, infusible au chalumeau ; lorsqu'elle est chauffée un peu fortement, elle est insoluble dans les acides ; sa pesanteur spécifique est de 4,3. Elle est composée de

2 at. zirconium	= 840,42	ou bien	73,69
3 at. oxigène	= 300,00		26,31
1 at. zircone	= 1140,42		100,00

1275. *Hydrate de zircone.* Il renferme 1 at. de zircone et 3 at. d'eau. Cet hydrate se dissout aisément dans les acides étendus. Le carbonate d'ammoniaque ne le dissout qu'avec peine et incomplétement. Cet hydrate, chauffé à 100°, même dans l'eau, perd de sa solubilité dans les acides. Quand on le chauffe plus fortement, il entre en ignition au-dessous du rouge, et devient tout-à-fait insoluble dans les acides.

1276. *Chlorure de zirconium.* En chauffant le zirconium dans du chlore gazeux, on se procure le chlorure de zirconium. Il serait plus facile, pour se le procurer, de traiter la zircone et le charbon par le chlorure. En dissolution, on l'obtient en traitant la zircone hydratée ou son carbonate par l'acide hydrochlorique. Cette dissolution fournit des cristaux efflorescens. Ils sont à peine solubles dans l'acide hydrochlorique concentré. Ce chlorure passe aisément à l'état de chlorure d'oxide formé de 1 at. d'oxide et de 1 at. de chlorure.

1277. *Sulfure de zirconium.* M. Berzélius l'a préparé en brûlant le zirconium dans la vapeur de soufre. Il y a faible ignition. Ce sulfure est d'un brun clair ou de couleur cannelle. L'eau et la plupart des acides sont sans action sur lui. L'eau régale et l'acide nitro-hydrofluorique sont les seuls qui l'attaquent.

Sels de zircone.

1278. Ils ont une saveur astringente, désagréable. Ils sont précipités par le sulfate de potasse qui s'empare de leur acide pour passer à l'état de sulfate acide, et la zircone se dépose à l'état de sous-sulfate. La potasse caustique les précipite sans que le précipité disparaisse par un excès de cet alcali. Les carbonates de potasse et de soude ne dissolvent pas la zircone hydratée; mais quand on précipite un sel de zircone par un carbonate alcalin en excès, le précipité est redissous. C'est ce qui arrive en faisant tomber une dissolution de zircone, goutte à goutte, dans une dissolution de carbonate alcalin, et en remuant.

1279. *Sulfate de zircone.* Ce sel est en poudre blanche, insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air, facilement décomposable par la chaleur. Il se dissout dans un excès de son acide, et donne alors des cristaux étoilés, transparens, solubles dans l'eau et ayant une saveur astringente. On le prépare en dissolvant la zircone dans l'acide sulfurique, et évaporant la dissolution à sec. En dissolvant dans ce sulfate, de l'hydrate de zircone, on forme un sous-sulfate soluble dans l'eau, et qui se prend en masse gommeuse par l'évaporation. Cette masse finit par devenir blanche et opaque. En ajoutant de l'eau à une dissolution de ce sous-sulfate, elle se trouble et laisse déposer un sous-sulfate plus basique.

Le sulfate neutre de zircone contient 2 at. de zircone et 3 at. d'acide sulfurique. Le sous-sulfate soluble est formé de 4 at. de zircone et 3 at. d'acide sulfurique. Enfin le sous-sulfate insoluble renferme 2 at. de zircone et 1 at. d'acide sulfurique.

1280. *Nitrate de zircone.* Le nitrate s'obtient en traitant la zircone en gelée par l'acide nitrique. Ce sel contient toujours un excès d'acide; il rougit le tournesol; il est astringent, ne cristallise point. Sa dissolution évaporée fournit une matière jaune, transparente, excessivement ténace,

visqueuse, et qui se dessèche difficilement. Il ne se dissout qu'en très-petite quantité dans l'eau; il y reste en grande partie sous la forme de flocons gélatineux et transparens.

LIVRE CINQUIÈME.

Dans ce livre, on se propose d'examiner la préparation en grand de quelques produits qui se rattachent à l'histoire des corps qui sont compris dans le livre précédent. On va les étudier à peu près dans l'ordre même d'après lequel ces corps ont été rangés.

CHAPITRE PREMIER.

Du potassium et des produits commerciaux qui en contiennent.

On trouve dans le commerce le potassium à l'état de carbonate de potasse, de sulfate de potasse, de chlorure de potassium et de nitrate de potasse. Ce dernier sel sera examiné plus loin comme étant l'un des corps qui constituent la poudre à canon. Le sulfate de potasse est presque toujours un produit accidentel obtenu dans la fabrication des acides sulfurique ou nitrique. Le chlorure de potassium n'est lui-même préparé qu'accidentellement dans quelques industries. C'est donc surtout la fabrication du carbonate de potasse que nous allons décrire. Mais on va voir que nous aurons fait connaître en même temps la principale source du chlorure de potassium et du sulfate de potasse.

Potasses.

1281. Les potasses du commerce sont toujours essentiellement formées de carbonate de potasse mêlé à de plus ou moins grandes quantités de matières étrangères parmi lesquelles le chlorure de potassium et le sulfate de potasse jouent souvent un rôle fort utile. Les potasses proviennent toujours de l'incinération de végétaux et du lavage des cendres qui en résultent. La lessive, chargée de tous les sels solubles que contiennent les cendres, est évaporée à sec ; ce qui procure le *salin*. Celui-ci, chauffé au rouge, donne la *potasse*.

Le salin est ordinairement d'une couleur brune plus ou moins foncée, et il doit cette couleur à la présence de l'ulmate de potasse, dont la quantité varie avec la température à laquelle il a été soumis. Par la calcination au rouge, l'acide ulmique se brûle ; l'ulmate de potasse se transforme en carbonate, et la couleur brune du salin disparaît ; mais alors le résidu prend une teinte rouge, verte ou bleuâtre. La première provient de la présence du peroxide de fer ; la seconde et la troisième sont dues au manganésiate de potasse qui prend toujours naissance quand le salin contient du manganèse et qu'on le chauffe au rouge avec le contact de l'air.

Par la calcination, la potasse devient légère, poreuse et sonore. Si on pousse davantage le feu, elle fond et produit des masses dures et compactes.

Rien de plus simple que la préparation de la potasse. On réduit d'abord en cendres les végétaux que l'on veut exploiter. Pour cela, on pratique une grande fosse en terre ; le fond et les parois doivent en être bien battus ; on y entasse les arbres et les plantes que l'on veut brûler ; on met le feu au tas, et on laisse le tout se consumer à petit feu jusqu'à parfaite incinération. Si le feu était trop vif, il y aurait beaucoup de cendre entraînée par les cou-

rans d'air. On met ensuite les cendres à couvert dans un hangar, afin de les garantir des eaux pluviales. Il paraît que la cendre vieillie est plus facile à laver que celle qui est récente. Les observations de M. Berthier expliquent suffisamment ce fait, pour qu'il soit nécessaire d'y avoir égard.

Les principes sur lesquels repose le lessivage des cendres sont exactement semblables à ceux que nous exposerons, quand il sera question du lessivage des plâtras salpêtrés. On soumet la cendre à trois lavages. Le premier fournit une lessive assez riche; le second une lessive plus faible; le troisième une lessive encore moins chargée. Les eaux de lavage sont repassées sur de nouvelles cendres, jusqu'à ce qu'on les ait amenées à 15° de l'aréomètre de Beaumé; alors elles sont bonnes à évaporer. Pour que ces lavages se fassent avec promptitude, et pour qu'ils aient un effet assuré, il est bon d'y employer de l'eau chaude. A cet effet, on dispose une chaudière qui chauffe l'eau destinée au premier lessivage, ainsi que les lessives qu'on veut repasser sur de nouvelles cendres.

On commence l'évaporation des lessives à 15° dans des chaudières de tôle; on la termine dans une chaudière de fonte. Le résidu qu'on obtient ainsi est le salin que l'on détache à l'aide d'un ciseau et d'un maillet, et que l'on emmagasine. Ceci posé, la disposition générale d'un atelier devient facile à comprendre. Trois fourneaux accolés supportent trois chaudières, deux en tôle pour l'évaporation, une en fonte pour la dessication du salin. Les fumées de ces trois fourneaux passent sous une ou deux chaudières en tôle qui sont destinées à chauffer l'eau de lessivage. A côté de cet appareil se trouvent quinze tonneaux partagés en trois rangées ou bandes; ce sont les tonneaux de lessivage. De sorte que, dans un travail courant, on dessèche le salin, on évapore les eaux fortes et on chauffe l'eau pure ou les eaux faibles qui doivent servir aux lessives. Au moyen de

tuyaux convenables, les chaudières où l'eau s'échauffe l'envoient dans les tonneaux.

Le moyen de lavage le plus facile consiste à mettre dans chaque tonneau, qui doit être percé d'un trou à la partie inférieure, un tuileau destiné à maintenir la masse de cendre. Au-dessus du tuileau, on place une couche de paille que l'on recouvre à son tour d'une toile claire. Par-dessus celle-ci on met enfin dans le tonneau assez de cendre pour qu'il en soit rempli. On délaye peu à peu la cendre avec de l'eau, et on en verse ensuite sur la pâte, de manière à remplir le tonneau. On laisse reposer pendant douze heures, puis, au moyen de la bonde, on fait écouler la liqueur. On ajoute alors de nouvelle eau qu'on laisse en contact avec les cendres pendant deux ou trois heures, et on décante. Cette opération se répète jusqu'à ce que les cendres soient épuisées. Les liqueurs soutirées sont portées, au besoin, dans la chaudière où on les chauffe pour les passer sur de nouvelles cendres. Quand elles marquent 15°, on les évapore.

La calcination du salin s'opère dans un four à réverbère d'une forme particulière. Il a deux foyers dont la flamme pénètre jusqu'au fond du four, et vient ressortir par la porte par laquelle on introduit le salin. On chauffe le four au rouge, puis on le charge en salin. Celui-ci se dessèche peu à peu et sans changer d'état, quand il ne contient pas trop d'eau; mais, s'il était trop humide, il fondrait et ne serait retenu qu'avec peine sur la sole. Au commencement de l'opération, le salin décrépite; ce qui provient de la présence des chlorures alcalins; ensuite, il fond un peu et se boursouffle. Il contracte de l'adhérence avec la sole; mais, en repoussant la croûte supérieure du gâteau, tantôt sur le devant, tantôt sur le fond du four, la flamme qui agit sur la croûte inférieure la fait boursouffler à son tour, et la force bientôt à se détacher d'elle-même.

Au bout d'une heure environ, l'acide ulmique et les autres matières végétales, contenues dans le salin, prennent feu. Les surfaces exposées à la flamme noircissent, puis blanchissent, et en retournant la matière avec une pelle de temps à autre, le salin se trouve converti en potasse. Quoique cette opération semble fort simple, il arrive souvent que le salin étant très-riche en chlorures, ceux-ci fondent avant que la combustion soit terminée. En ce cas, les morceaux de potasse présentent au centre des parties brunes qui ne sont point dépouillées de matière organique. Pour éviter cet inconvénient, il faut conduire la calcination très-lentement, et faire en sorte que la combustion soit complète avant que la fusion s'effectue. La sole des fours doit être en grès ou en fonte. Les soles en brique peuvent servir, mais elles sont trop promptement corrodées par la potasse.

Pour calciner 1200 kilog. de salin, on consomme deux stères de bois. Celui-ci doit être choisi sec et donnant une longue flamme. Le salin perd de 10 à 20 pour 100 à la calcination.

On trouvera dans la chimie végétale le résultat des nombreux essais qui ont été faits pour apprécier le rendement en potasse de diverses plantes ou bois. On donnera d'ailleurs dans le chapitre consacré aux essais analytiques les moyens précis par lesquels M. Gay-Lussac est parvenu à déterminer la richesse des potasses du commerce, soit relativement au carbonate, soit relativement au chlorure de potassium et au sulfate de potasse.

1282. Sous le nom de *cendre gravelée* on désigne plus spécialement la potasse qui provient de la combustion des lies de vin. Cette opération, qui peut se pratiquer avec avantage dans tous les pays vignobles, repose sur l'existence du bitartrate de potasse dans la lie. Ce sel y existe en assez grande quantité; mais il y est mêlé de diverses matières organiques, de sulfate de potasse et de quelques autres

sels. Quand on peut le faire, il vaut mieux en extraire le bitratarte de potasse, qui a bien plus de valeur que la potasse qu'il peut fournir.

Quand le vin est soutiré, on rassemble les lies qui en proviennent dans des tonneaux où on les laisse au repos. Au bout de quelques jours, on soutire le vin qui s'est séparé du dépôt solide, et on place celui-ci dans des sacs que l'on met en presse. Dans chaque sac, on met dix-huit kilogrammes de lie décantée. Quand la matière est suffisamment pressée, on la sort des sacs sans briser le pain qu'elle forme, puis on en termine la dessication à l'air. Chaque pain est courbé en forme de tuile faitière, et déposé debout sur un plancher pendant quelques jours. On peut exposer au soleil à cette époque tous les pains essorés, et les sécher ainsi, jusqu'à ce qu'ils le soient au point de casser net et avec bruit. Chaque pain doit peser environ 3 kilogr.

La lie est alors bonne à brûler. On opère cette combusstion en plein air sur une aire bien battue que l'on entoure d'un mur de deux mètres de diamètre sur vingt-cinq centimètres de hauteur. Ce mur est fait en briques ou tuiles sans mortier. Au milieu de cette enceinte, on dispose un fagot de menu bois, que l'on entoure d'une vingtaine de pains de lie pour commencer la combustion. Dès que ceux-ci sont bien enflammés, on en ajoute de nouveaux. On continue de la sorte, en élevant le petit mur à mesure que l'on accroît le tas. On s'arrête quand on a mis environ mille pains de lie dans le four. La combustion doit se faire de manière à n'être ni trop lente ni trop active. On a observé qu'elle s'opérait mieux avec les lies fraîches qu'avec celles qui avaient éprouvé la fermentation putride.

3000 kilog. de lie ainsi brûlés fournissent 500 kilog. de cendres gravelées. Celle-ci est ordinairement blanche et parsemée de morceaux tachés en bleu ou en vert. Sa saveur est brûlante; elle donne la moitié de son poids de bonne potasse.

1283. Enfin on connaît dans le commerce, sous le nom de soude de Wareck, un produit que sa composition rend très-digne de figurer parmi les potasses. La soude de Wareck se prépare sur les côtes de la Normandie au moyen de plantes marines connues sous le nom de *goëmon*. C'est un fucus qui peut flotter sur l'eau que l'on exploite. Cette propriété permet d'en former des radeaux que l'on fait arriver aisément aux endroits où ils doivent être brûlés. La combustion s'en fait dans une fosse, et à mesure que le résidu de l'incinération entre en fusion, on le rassemble en masse. C'est la *soude brute* qu'emploient les verreries à bouteille. Pour en extraire les sels de Wareck, on lessive cette soude et on évapore la liqueur. Les eaux-mères retiennent les sels d'iode. C'est de là qu'on extrait ce corps. Les sels qu'on extrait des soudes brutes de Wareck par le lessivage, sont formés à peu près de

Sulfate de potasse.	19	100
Chlorure de potassium . .	25	
Sel marin..	56	

M. Gay.-Lussac, qui en a analysé plusieurs, regarde cette composition comme la moyenne. Comme on le voit, ces sels sont d'un grand intérêt par leur richesse en potasse, qui permet de les appliquer à la fabrication de l'alun et à celle du salpêtre. On reconnaît les sels de Wareck à la présence de quelques traces d'iodure de potassium.

Extraction du potassium et de sodium.

1284. Le potassium et le sodium se préparent par les mêmes procédés, c'est-à-dire par la décomposition de leurs hydrates, au moyen du fer, et par celles de leurs carbonates au moyen du charbon. C'est à MM. Gay-Lussac et Thénard que l'on doit la découverte du premier de ces procédés, qui s'exécute en mettant l'hydrate en contact avec le fer à la chaleur blanche. Il se dégage de l'hydrogène, il se forme de l'oxide de fer, et on recueille

du potassium ou du sodium. Nous allons décrire en premier lieu la préparation du potassium.

Comme la potasse est volatile, on est obligé de la faire arriver peu à peu sur le fer incandescent, quoique à la rigueur on pût obtenir du potassium par la simple distillation d'un mélange de fer et d'hydrate de potasse placé dans une cornue de fer chauffée à la chaleur blanche. J'en ai préparé de cette manière. Mais dans ce dernier cas, la potasse volatilisée pourrait en se figeant au col de la cornue boucher complétement celui-ci et rendre impossible le dégagement des vapeurs de potassium.

L'appareil de MM. Gay-Lussac et Thénard se compose principalement d'un canon de fusil (pl. 17, fig. 1) à deux courbures. La portion qui doit contenir le fer se place dans le fourneau sous une légère inclinaison. Vers le côté inférieur, le canon recourbé en bas vient se rendre dans le récipient à potassium. De l'autre côté il se relève au contraire et présente ainsi un tube incliné dans lequel on met la potasse qui peut de la sorte couler dès qu'elle est fondue, pour venir dans la partie horizontale se mettre en contact avec le fer chauffé au rouge blanc.

Le récipient à potassium est une espèce de tube renflé formé de deux pièces qui s'ajustent à frottement. De ce côté, l'appareil se termine par un tube à gaz et de l'autre par un tube de verre qui vient plonger dans le mercure et qui fait ainsi fonction de tube de sûreté. Quelquefois on ajuste au bout du canon, du côté ou se trouve la potasse, un appareil qui fournit du gaz hydrogène sec, qu'on fait passer lentement dans l'appareil pendant toute la durée de l'opération. On rend ainsi la formation et le transport des vapeurs plus facile et plus abondant soit pour la potasse, soit pour le potassium lui-même.

Ces dispositions générales que les figures 2 et 3 de la planche 17 feront mieux saisir, étant bien conçues, il nous reste encore quelques détails importans à donner, tant sur

la disposition des diverses parties de l'appareil que sur la marche de l'opération.

Le fer nécessaire à la décomposition de la potasse est pris à l'état de tournure. Mais comme celle-ci est oxidée çà et là, il faut la débarasser de ces croûtes d'oxide qui pourraient détruire une portion du potassium ou qui rendraient la réaction moins énergique en diminuant les surfaces agissantes. On y parvient aisément en brisant d'abord à coup de pilon, dans un mortier de fonte, les petites spirales dont se compose la tournure. On met ensuite celle-ci dans un grand flacon de verre avec une certaine quantité de verre grossièrement pulvérisé. On secoue le flacon pendant quelque temps, le verre pilé détache les croûtes d'oxide et celui-ci tombe en poussière. On jette le tout dans l'eau. On sépare par triage ou lavage le fer de l'oxide ou du verre, et on le fait sécher rapidement. Pendant la dessication, le fer s'oxide un peu, mais quelques coups de pilon suffisent pour détacher la couche mince d'oxide qui s'est ainsi formée.

D'autre part, on se procure de l'hydrate de potasse bien pur, qui ait été chauffé au rouge. On lute le canon de fusil de B en F, avec un lut formé de cinq parties de sable pour une d'argile à potier. Ce lut est séché à l'ombre pendant cinq ou six jours, puis au soleil ou au feu. On en répare avec soin toutes les gerçures avec du lut frais. On met de la tournure de fer de B en F, et de l'hydrate de potasse de B en A. On adapte ensuite le récipient et les tubes. On ajuste la grille E′ destinée à soutenir les charbons, à l'aide desquels on met la potasse en fusion; enfin on lute toutes les jointures du fourneau. Dans la porte du cendrier, on engage un tuyau qui amène le vent d'un bon soufflet de forge.

L'appareil disposé, on verse alternativement du charbon incandescent et du charbon froid dans le fourneau, jusqu'à ce qu'il soit presque plein. On met en B un linge mouillé

qui empêche l'hydrate de potasse d'entrer en fusion ; enfin on souffle lentement le feu jusqu'à ce que la flamme dépasse le dôme. A cette époque, on rend le feu le plus fort possible. Quand on a atteint la chaleur blanche, on porte des charbons allumés sur la grille inclinée E′, afin de mettre la potasse en fusion. On commence par la partie la plus basse ; à mesure que la potasse fond, elle arrive en D et se trouve alors en contact avec le fer à une température très-élevée. L'hydrate se décompose et donne naissance à de l'hydrogène qui se dégage par le tube, à du potassium qui se condense en H et à de l'oxide de fer qui reste en D E. Ordinairement l'hydrogène se dégage chargé de vapeurs de potassium assez abondantes, pour être spontanément inflammable.

Si la température n'était point assez élevée et si la fusion de la potasse marchait trop vite, les gaz cessant de se produire en L, se dégageraient en N. Il faudrait augmenter le feu dans le fourneau et le diminuer sur la grille E′. Si le feu étant très-fort, le dégagement de gaz cesse brusquement, il faut en conclure que le tube s'est fondu ou percé, et l'opération est manquée.

100 grammes de potasse en fournissent de 15 à 25 de potassium. Dans le tube, on trouve les 2/3 de la potasse unis à l'oxide de fer produit et formant une masse très-adhérente avec le fer non oxidé, qui lui-même est combiné avec du potassium en petite quantité.

On démonte les deux pièces du récipient à potassium. On détache ce métal avec une lame de fer courbe et on le met dans un vase sous l'huile de naphte distillée avec de la chaux vive pour la priver d'eau. Enfin on met le potassium en boulettes en le fondant doucement sous l'huile de naphte.

Le sodium se prépare de la même manière. MM. Gay-Lussac et Thénard ont trouvé que la décomposition de la soude était plus facile quand on y mêlait un ou deux centièmes de potasse. A la vérité on obtient un alliage de po-

tasium et de sodium; mais cet alliage mis en plaques minces dans un flacon rempli à moitié de naphte, ne tarde pas à se convertir en sodium pur, si l'on a soin de renouveler l'air de l'appareil, de temps en temps.

M. Brunner, pharmacien à Berne, a fait connaître un autre procédé, essayé déjà par Curaudau, mais sans succès. Il consiste à mettre le carbonate de potasse en contact à la chaleur blanche avec le charbon. L'appareil est représenté pl. 17, fig. 4, 5, 6, 7 et 8. C'est celui qui existe au collége de France, où l'on s'en est servi souvent, et toujours avec succès. Cet appareil se compose d'une bouteille en fer, à laquelle est adapté, à vis, un canon de fusil. On prend les bouteilles qui servent au transport du mercure. Le canon de fusil s'engage dans un récipient en cuivre, où l'on a mis un peu de naphte. Au moyen d'une baguette de fusil qui passe au travers d'un bouchon, l'on peut dégorger le canon de fusil pendant le cours de l'opération. La cornue est placée dans un fourneau à vent. Le récipient est plongé dans de l'eau qu'on a soin de renouveler. Les gaz s'échappent par un tube droit d'un mètre de longueur et de six ou huit millimètres de diamètre. Ces tubes, malgré leur largeur, s'obstruent souvent; il faut en avoir de rechange. Leur longueur doit être grande; car les gaz, étant inflammables spontanément, brûleraient en lançant de vives étincelles, si on n'employait un tube assez long pour qu'ils aient le temps de se refroidir.

Pour extraire le potassium, on se procure d'abord le mélange de charbon et de carbonate de potasse. M. Brunner recommande l'emploi de la crême de tartre carbonisée. M. Wohler s'en est également servi (1). Pour l'obtenir,

(1) Afin d'éviter d'inutiles tâtonnemens, nous donnons ici les dosages essayés par M. Brunner.

4 onces d'hydrate de potasse, 6 onces de copeaux de fer et 1 once de charbon ont donné 2 gros 1/2 de potassium.

8 onces de carbonate de potasse, 6 onces de tournure de fer et

on met dans un creuset 2 ou 3 kilog. de crême de tartre, que l'on chauffe au rouge jusqu'à ce qu'il ne s'en dégage plus aucun gaz. Le résidu est formé à peu près de quatre parties de carbonate de potasse pour une partie de charbon. On y ajoute encore un vingtième de son poids de charbon. On met dans la cornue demi-kilogramme de ce mélange, on visse le canon de fusil, et on chauffe la cornue au rouge blanc. Au bout d'une demi-heure, l'eau et l'hydrogène carboné qui se dégageaient d'abord sont remplacés par de l'oxide de carbone et du potassium. Celui-ci se reconnaît aisément à la couleur verte de sa vapeur. La cornue paraît toute verte à l'intérieur. Il faut adapter alors le récipient. On juge de la marche de l'opération à la rapidité du courant de gaz qui s'échappe par le tube de verre. C'est de l'oxide de carbone entraînant du carbonate de potasse, du croconate de potasse (1) et du potassium. Quand le courant est trop rapide, on ferme la porte du cendrier pour ralentir le feu; quand il est trop lent, on dégorge le canon de fusil; et, si cette opération ne réussit pas, et que le feu soit vif, on peut craindre que la cornue n'ait été fondue ou percée.

Le seul inconvénient que présente cette opération vient

2 onces de charbon ont donné la même quantité de potassium.

M. Brunner rejette l'emploi du fer comme produisant moins de potassium. Quant à moi, sur six essais que j'ai faits avec des mélanges analogues, je n'ai réussi qu'une fois à obtenir du potassium. Les cornues dans les cinq autres expériences ont été percées, ce qui n'est jamais arrivé quand j'ai supprimé le fer.

6 onces de carbonate de potasse et 3 onces de charbon ont produit 3 gros de potassium.

Enfin 24 onces de tartre brut carbonisé ont donné près de 5 gros de potassium.

(1) M. Gmelin a nommé croconate de potasse un produit particulier qui se forme dans cette opération. Il fait partie de la matière brune qui engorge le canon de fusil. Pour se le procurer, on

de la facilité avec laquelle le canon de fusil est obstrué par un mélange de carbonate de potasse, de croconate de potasse et de carbure de potassium, qui s'y condense. Au moyen de la baguette, on peut bien le déboucher deux ou trois fois; mais ensuite on est forcé de mettre fin à l'opération. Quand on essaye de déboucher le canon de fusil, il faut le faire avec précaution. Quelquefois, il se produit une explosion qui lance avec force la baguette, ainsi que des fragmens de matière enflammée dans la direction de l'axe du canon de fusil. L'opérateur doit donc se placer de manière à n'être point atteint.

Chaque opération fournit de 15 à 40 grammes de potassium. Le résidu, qui est loin d'être épuisé, peut servir de nouveau. Les cornues peuvent servir plusieurs fois. M. Brunner recommande de les luter légèrement avec une couche de bonne argile. M. Wohler ne parle pas de cette précaution, qui m'a paru plus nuisible qu'utile. Du moins, si on met du lut, faut-il n'en mettre qu'une mince couche au moyen d'un pinceau.

Par le même procédé, on peut se procurer le sodium.

dissout celle-ci dans l'eau, et on en sépare par le filtre du charbon très-divisé. La liqueur fournit, par une évaporation spontanée, des cristaux en aiguilles de couleur orange. C'est le croconate de potasse. On le purifie, à l'aide de nouvelles cristallisations. Ce sel paraît être plutôt un croconure de potassium formé de

1 at. potassium
5 at. carbone. . } crocogène.
4 at. oxigène. . }

Presque tous les croconures sont jaunes. Beaucoup d'entre eux sont insolubles. Celui de potassium étant insoluble dans l'alcool, il suffit de le traiter, avec une quantité d'acide sulfurique insuffisante pour le décomposer tout, et de l'alcool, pour se procurer l'acide hydro-croconique. Celui-ci est soluble dans l'alcool et dans l'eau, cristallisable, jaune orangé, transparent, inodore, âpre au goût, et décomposable au feu.

CHAPITRE II.

Exploitation du sel marin.

On vient de voir que tous les produits commerciaux dont le potassium fait la base proviennent de l'incinération des végétaux. Il n'en est pas de même des produits marchands qui ont pour base le sodium. A l'état de chlorure, ce métal constitue d'immenses dépôts qui ne seront probablement jamais épuisés. Telles sont la plupart des mines de sel gemme, la plupart des sources salées et les mers elles-mêmes, dont les eaux nous offrent partout plus de deux centièmes de sel marin.

Le sel marin, en raison de son abondance et de son bas prix, est devenu le point de départ de la fabrication de presque tous les produits qui contiennent du sodium. Ceux-ci consistent surtout en sel marin lui-même, en sulfate de soude et en carbonate de soude plus ou moins pur. Nous allons examiner successivement la fabrication de ces divers produits, en commençant par le marin.

Le sel marin s'extrait des mines de sel, des sources salées et des eaux de la mer. L'exploitation peut se faire par divers procédés. 1° Quand le sel des mines est très-pur, il peut être livré immédiatement au commerce; 2° Dans le cas contraire, on le dissout et on le purifie par la cristallisation. L'évaporation est faite au moyen du feu; 3° Les sources salées s'exploitent tantôt par une évaporation rapide au moyen du feu, tantôt par une évaporation plus lente à l'air libre dans des bâtimens dits de *graduation*, tantôt enfin par ces deux procédés combinés; 4° L'eau de la mer est évaporée à l'air dans les marais salans; 5° Elle est concentrée par la gelée dans les pays froids; 6° Dans le département de la Manche, on se sert de sables salés pour saturer de sel l'eau de mer, et on l'évapore ensuite au moyen du feu.

Sel gemme.

1285. Les mines qui renferment du sel déposé en grandes masses exploitables se rencontrent sur plusieurs points du globe. Tantôt, ce sel est assez pur pour être immédia-

tement livré au consommateur, tantôt il exige une purification préalable.

Le sel de Cardona en Catalogne, celui de Wieliczka en Pologne, sont dans le premier cas. On taille les masses de sel en forme de baril, on les enferme dans des tonneaux et on les livre au commerce.

Il n'en est pas de même du sel de la mine située aux environs de Northwich dans le comté de Chester. Ce sel est pur par lui-même, mais il renferme de petites cavités remplies d'une dissolution saturée de chlorure de magnésium mêlé d'un peu de chlorure de calcium. Quand on le pulvérise ou qu'on le dissout, le sel pur se mêle avec ces deux corps, qui le rendent déliquescent et qui lui donnent une saveur désagréable. Ce fait remarquable, observé par M. W. Nicol, suffit pour expliquer la nécessité où l'on est de redissoudre ce sel pour le purifier par cristallisation. Ce travail se fait à Liverpool, où l'on emploie l'eau de mer pour redissoudre le sel brut. On évapore et on fait cristalliser.

M. A. Boué m'a remis une variété de sel gemme qui explique des phénomènes d'inflammation, très-rares, il est vrai, mais qu'on a quelquefois observé dans la mine de Wieliczka, et qui par leur ensemble se confondent avec le feu grisou des houillières. C'est une variété de sel qui décrépite quand on l'a mis dans l'eau et pendant qu'il s'y dissout. Cette décrépitation est due au dégagement d'un gaz très-condensé. Ce gaz m'a paru de l'hydrogène presque pur. Il est évident qu'à mesure que les parois des cavités qui le contiennent sont affaiblies par la dissolution du sel qui les forme, le gaz les fait éclater avec bruit. Le sel doué de cette propriété venait de Wieliczka, mais on le retrouvera probablement ailleurs.

Sources salées.

1286. L'exploitation des sources salées se fait par des procédés qui peuvent varier selon les occasions, mais qui se réduisent en général à deux : l'évaporation à l'air libre aidée par des appareils convenables, et l'évaporation à l'aide du feu. Ces eaux renferment, en général, du chlorure de sodium, du chlorure de magnésium, du sulfate de magnésie, du sulfate de chaux, du carbonate de chaux et quel-

quefois du carbonate de fer dissous dans de l'acide carbonique.

Lorsque l'eau de la source contient du carbonate de fer dissous par de l'acide carbonique en excès, elle laisse déposer de l'oxide de fer en grande quantité, au moment de sa sortie du sein de la terre ou dans les tuyaux de conduite qui l'amènent au lieu de l'exploitation; de sorte qu'elle en est presque toujours dépouillée quand elle y arrive. Une partie du carbonate de chaux dissous par l'acide carbonique se dépose en même temps. Dans la boue qui résulte de ces deux dépôts, croissent souvent des conferves qui y pourissent après leur mort, et qui communiquent à l'eau une odeur infecte dont l'évaporation la dépouille.

L'eau étant parvenue au lieu de l'exploitation, voici comment on conduit son évaporation. On donne le nom de bâtimens de graduation à des hangars très-longs et assez élevés, ouverts à tout vent, et dans lesquels on dispose des appareils destinés à diviser, autant qu'on le peut, l'eau à évaporer. Tantôt, on se sert de fagots d'épine disposés en parallélipipèdes rectangles, tantôt on emploie des cordes, tantôt enfin des tables. L'eau qu'on veut concentrer est versée sur les fagots où elle se divise en couches infiniment minces, coule d'une branche à l'autre et se trouve, pendant tout son trajet, en contact avec l'air qui circule au travers des fagots. Lorsqu'on se sert de cordes, elles sont tendues verticalement sous le hangar, et l'eau s'écoule le long de ces cordes. Elle se divise donc encore beaucoup et offre à l'air de nombreux points de contact. Dans les bâtimens à tables, on dispose sous le hangar deux rangées de cuvettes en bois, à rebords très-peu élevés. Ces cuvettes sont légèrement inclinées tantôt dans un sens, tantôt dans l'autre. A leur partie déclive, on a percé un trou qui permet à l'eau versée dans la cuvette supérieure de tomber dans celle qui est au-dessous, et ainsi de suite. L'air passe entre les cuvettes et lèche la couche mince d'eau salée qui s'y trouve, se sature de vapeur aqueuse et rend ainsi l'évaporation très-prompte.

Les bâtimens à épines ont été d'abord employés en Lombardie. On les introduisit ensuite en Saxe, et en 1559 ils

furent adoptés dans les salines de Bavière. Dès cette époque, toutes les exploitations placées dans des conditions convenables les ont adoptés; mais tantôt on les forme avec un seul rang d'épines, tantôt avec deux, tantôt avec trois. Ces bâtimens sont toujours construits avec une charpente en bois que l'on soutient quelquefois sur des piliers de maçonnerie; ils sont couverts d'un toit en planches qui abrite les fagots et prévient le mélange des eaux pluviales avec l'eau salée. Ces bâtimens ont une longueur de 250 à 350 mètres sur 8 à 10 mètres de largeur. Leur position doit être étudiée avec soin, eu égard à la direction habituelle du vent dominant de la contrée où ils sont placés. Il est évident que le vent doit les frapper perpendiculairement à leur longueur; il ne l'est pas moins que le mode de distribution des eaux doit être susceptible de changemens prompts, en rapport avec les changemens que la direction du vent éprouve elle-même. On remplit cette condition en plaçant, au sommet du bâtiment de graduation, une rigole garnie d'entailles sur ses deux bords; des planchettes disposées dans la rigole, mobiles et munies d'entailles semblables, peuvent glisser le long de ses bords. Quand, d'un côté, les entailles de la planchette et de la rigole se correspondent, l'eau s'écoule par les entailles, et le côté opposé ne laisse rien passer. Au moyen de leviers disposés à cet effet, on peut, en un instant, fermer ce côté et ouvrir l'autre, en faisant glisser les planches entaillées.

Dans les bâtimens de graduation, on partage la longueur en deux ou plusieurs parties : la première reçoit les eaux de la source, la seconde celles qui ont déjà passé sur la première, et ainsi de suite. L'étendue de chaque division, leur réunion dans le même hangar, ou leur séparation en divers bâtimens sont déterminés par des circonstances purement locales; elles dépendent de la nature des eaux, de la disposition du terrain, enfin, de la distribution possible de la force motrice. Les pompes qui élèvent l'eau sont placées ordinairement au milieu du bâtiment, et la puisent dans des réservoirs situés dans sa partie inférieure pour la porter dans les canaux qui la déversent sur les fagots. Ces pompes sont presque toujours mues par une roue hydraulique.

On peut se représenter la marche de l'évaporation, d'après les résultats suivans obtenus à Moutiers.

Chutes.	Surface totale des fagots parcourus.	Densité de l'eau.	Eau évaporée.
..		1,010.	0,0
1re et 2e.	5158.	1,023.	0,540
3, 4, 5, 6, 7, 8 et 9e.	2720.	1,072.	0,333
10e.	550.	1,140.	0,062

Évaporation totale. . . . = 0,935
Eau restant à 1,140 de densité. . . = 0,065

Eau employée à 1,010 de densité. . = 1,000

On voit d'après ce tableau, extrait d'un mémoire très-approfondi de M. Berthier qui va nous servir de guide dans tout ce chapitre, qu'il n'a pas fallu moins de dix chutes pour amener l'eau de la densité de 1,010 à celle de 1,140; encore, les circonstances sont-elles supposées les plus favorables à l'évaporation, car on est bien souvent obligé de répéter les chutes plusieurs fois avant de passer d'un bâtiment à l'autre. Une autre conséquence très-importante et bien connue ressort encore de ces résultats, c'est que le retard que l'accroissement de densité apporte à l'évaporation est à peine sensible. En effet, dans le même espace de temps, l'eau exécute les deux premières chutes, les sept suivantes ou la dixième; et les nombres qui, dans ces trois cas, représentent l'évaporation par des surfaces égales, sont comme 10, 12 et 11. Ainsi, l'évaporation semblerait même croissante; mais cela tient aux pertes que l'on éprouve par dispersion. Les quantités d'eau évaporée doivent sans doute diminuer, mais ces nombres suffisent pour montrer que c'est dans un rapport peu sensible.

L'eau amenée ainsi à une densité de 1,140, ou très-près de ce terme, est placée dans de vastes réservoirs ou *baissoirs*. Ce sont des bassins en maçonnerie, couverts et très-vastes. L'eau y dépose toutes les matières qu'elle tenait en suspension; de là, elle est conduite dans l'atelier où elle doit être soumise à une évaporation rapide à l'aide du feu.

Quand la source salée contient du carbonate de chaux et de fer, elle laisse déposer du carbonate de chaux et du peroxide de fer jusqu'à qu'elle marque 3°,5 à l'aréomètre

de Beaumé, ce qui correspond à 1,023 de densité. Le sulfate de chaux ayant un maximum de solubilité dans les eaux salées qui correspond à la densité 1,033, il est évident que ce n'est qu'à partir de cette époque qu'il pourra s'en déposer des quantités proportionnelles à l'eau évaporée. Voici, d'après M. Berthier, les nombres qui expriment cette solubilité.

Degrés de Beaumé.	Sulfate de chaux dissous.
0°	0,0033
2°	0,0043
5°	0,00605 maximum.
15°	0,0043
27°	0,0000

Ainsi donc, le dépôt qui se fait pendant les premiers momens de la graduation, doit toujours consister en sulfate de chaux mêlé de peroxide de fer et de carbonate de chaux : ensuite il se dépose du sulfate de chaux pur; mais les rapports entre ces substances doivent varier avec la nature de l'eau saline.

Le tableau suivant qui exprime les quantités d'eau qui s'évaporent par la graduation, depuis 1°,6 de Beaumé jusques à 26°, permettra de calculer tous les effets des bâtimens. Il a été construit par M. Berthier, d'après ses expériences.

Degrés de Beaumé.	Poids de l'eau restant.	Poids de l'eau évaporée.	Sulfate de chaux déposé.
1°,6	10000	»	»
2°,0	8400	1600	»
3°,0	5620	2780	»
4°,0	4040	1580	4
5°,0	3150	890	3,5
10°,0	1486	1664	10,5
15°,0	941	545	4,5
20°,0	703	238	2,6
25°,0	551	152	0,95
26°,0	526	25	0,1

Pour faire usage de ce tableau, il faut savoir seulement

qu'en temps ordinaire, on évapore 60 kilog. d'eau en vingt-quatre heures par mètre carré de surface garnie de fagots. Il reste à faire un calcul de localité, pour savoir à quel degré il convient d'arrêter la graduation à l'air. 14° et 20°, sont les deux limites entre lesquelles on se renferme. On s'arrête à 14°, quand on a du combustible à très-bas prix, et on pousse à 20°, quand il est cher. Pour fixer ce point, il faudrait connaître la quantité d'eau dispersée pendant la graduation. Alors, on pourrait comparer le prix du sel perdu et celui du combustible nécessaire pour remplacer l'effet de l'air.

1287. L'eau contenue dans les baissoirs passe immédiatement dans les chaudières où elle est évaporée par la chaleur. Ces chaudières ou poêles sont très-vastes. On les fait avec des plaques de tôle forte de 4 ou 5 millimètres d'épaisseur, assemblées par des clous rivés. Elles sont soutenues par des piliers en fonte, placés par dessous et dont la disposition peut varier. On chauffe au bois ou à la houille. Dans quelques fabriques de l'Allemagne, on ne met qu'un seul foyer pour deux chaudières. Celle qui est chauffée directement est la chaudière *à faire le sel*. Celle qui suit est la chaudière à *schloter*. Les chaudières sont couvertes d'un toit en planche, terminé par un cône ouvert, par lequel s'échappent les vapeurs.

Le travail présente, ici, trois époques distinctes : le *schlotage*, la *précipitation* du sel et la *dessication* du sel égoutté. Ces trois opérations marchent ensemble et ordinairement au moyen d'un seul foyer.

On désigne, en Allemagne, sous le nom de schlot, un dépôt abondant qui se forme quand l'eau salée est mise en ébullition. Le schlot est principalement formé d'un double sulfate de chaux et de soude.

Pour schloter, c'est-à-dire pour débarrasser l'eau salée de tout le sulfate double qu'elle peut produire, on amène l'eau des baissoirs, qui marque 18° de Beaumé, ou 1,140 de densité, dans la chaudière et on la fait bouillir. Il se forme de suite une écume provenant de la coagulation de matières extractives. Quelquefois, on ajoute un peu de sang de bœuf pour en faciliter la séparation, mais ordinairement on s'en dispense. Comme l'eau salée est presque toujours alors saturée de sulfate de chaux, le schlotage com-

mence de suite. Le sulfate double se dépose, entraînant du sel marin, et comme il s'attacherait aux chaudières, on l'enlève avec de longs rables et on le dépose dans des augets carrés en tôle, connus sous le nom d'*augelots*, qui sont placés au-dessus de la chaudière. Au bout de quinze ou vingt-heures de feu, le sel commence à se déposer lui-même. Cependant on ne procède pas encore au salinage. On ajoute de nouvelle eau provenant des baissoirs, et on schlote encore pendant huit ou dix heures. Quand la chaudière est pleine d'eau à 27° de Beaumé ou 1,23 de densité elle est bonne à saliner.

On la porte alors dans la chaudière de salinage ou de *soccage* où elle est chauffée doucement. Le sel cristallise en trémies ou *pied de mouche*, à la surface du liquide. On sépare un peu d'écume qui se forme, on ramasse le sel et on l'égoutte dans des trémies; de là, il passe au séchoir. Le salinage qui dure plusieurs jours, n'est arrêté que lorsque le sel devint impur. Il reste une eau mère épaisse, visqueuse et odorante que l'on porte dans un réservoir particulier. Les analyses de M. Berthier prouvent que la pureté du sel va en décroissant, comme on aurait pu le prévoir.

Les eaux mères contiennent beaucoup de chlorure de magnesium, du sel marin et du sulfate de magnésie. Elles contiennent, en outre, fort souvent des iodures ou des brômures de magnésium que l'on commence à exploiter. Enfin, elles renferment toujours une matière organique, qui paraît provenir des fagots.

Comme le sulfate de magnésie et le sel marin se décomposent en sulfate de soude et en chlorure de magnésium, à une basse température, on tire parti de ces eaux mères en les mettant dans un réservoir, où elles passent l'hiver sans qu'on y touche; il s'y forme trois dépôts successifs. Le der-dernier est formé de sulfate de soude presque pur. On le retire et on le livre au commerce. Outre ces trois dépôts, il reste encore des eaux mères.

La présence du chlorure de magnésium est la cause de grandes pertes; il donne des sels désagréables au goût et déliquescens. Il faut s'en débarrasser dans une saline bien dirigée. On y parvient en faisant usage d'une observation de Grenn, dont M. Berthier est parvenu à faire une ap-

plication très-ingénieuse à la purification des eaux salines. Grenn a fait voir que le sulfate de soude et le chlorure de calcium se décomposent mutuellement et donnent du sel marin et du sulfate de chaux. Il a montré en outre que la chaux décompose le chlorure de magnésium et qu'il en résulte du chlorure de calcium et de la magnésie; en sorte que, si l'on met dans de l'eau

1 at. sulfate de soude, on obtiendra	1 at. sulfate de chaux.
1 at. chlorure magnésium,	1 at. sel marin.
1 at. chaux,	1 at. magnésie.

Dans presque toutes les sources salées, il existe du sulfate de soude et du chlorure de magnésium, mais en général moins de ce dernier qu'il n'en faudrait. Si l'on ajoute donc, dans l'eau salée, assez de chaux, pour décomposer le chlorure de magnésium, il restera un mélange de sulfate de soude, ds sel marin et de sulfate de chaux. Après le schlotage, on pourra donc évaporer à sec, sans qu'il reste d'eau mère. Quand on a des eaux mères à sa disposition, on peut s'en servir pour ajouter à l'eau le chlorure de magnésium nécessaire à l'entière décomposition du sulfate de soude, et alors, après le dépôt du sulfate de chaux, une évaporation brusque donnera du sel marin d'une pureté parfaite. Ces observations de M. Berthier doivent offrir à l'application en grand une foule d'avantages qu'il est facile de prévoir, surtout en ce qui concerne l'économie du combustible, puisqu'elles permettent de rendre l'évaporation très-rapide.

Pendant l'évaporation du sel, il s'attache au fond des poêles un peu de schlot, que l'on est obligé d'enlever à coup de marteau, au bout de douze ou quinze cuites. On conçoit que sa formation est très-fâcheuse, en ce que les chaudières conduisent moins bien la chaleur, et qu'on les gâte pour le détacher. Ce dépôt est connu sous le nom d'*écailles*.

A Moutiers, on se sert d'un bâtiment de graduation particulier pour remplacer, en été, l'évaporation par le feu. C'est le bâtiment à cordes, au moyen duquel il est facile d'obtenir le sel cristallisé. Ce bâtiment a 90 mètres de longueur, dont 70 sont garnis de cordes. Au sommet du bâtiment, sont placés des canaux de 13 centimètres de large, espacés entre eux de 15 centimètres. Des cordes sans fin

passent dans des trous percés dans ces canaux, et sont fixées à des solives au bas du bâtiment; elles ont 7 à 8 millimètres de diamètre. Il y a vingt-quatre fermes, dans l'intervalle desquelles se trouvent douze canaux, et ceux-ci portent vingt-trois cordes chacun, ce qui fait quarante-six longueurs de corde par chaque canal. Comme chaque corde a 8 mètres 1/4 de longueur, on peut voir qu'il a fallu plus de 100,000 mètres de corde, pour construire le bâtiment.

L'eau est élevée par un noria dont les seaux la versent dans un canal qui règne dans toute la longueur du bâtiment. Celui-ci la distribue dans des canaux qui se trouvent entre chaque ferme, et de là elle passe dans les canaux qui supportent les cordes. Ces derniers sont munis d'échancrures par lesquelles l'eau coule sur les cordes. L'évaporation est bien plus rapide que dans les bâtimens à épines.

En été, on amène l'eau saturée bouillante sur ces cordes. On l'y fait passer plusieurs fois, et le sel marin s'y dépose. Quand l'eau devient visqueuse et épaisse, on la conduit au réservoir des eaux mères. Le sel cristallise sur ces cordes, qui se recouvrent ainsi d'une couche de plus en plus épaisse. Quand les cordes ont près de 6 centimètres de diamètre, on les dépouille. Pour cela, au moyen d'une machine particulière, on brise le sel; celui-ci tombe sur le sol du bâtiment, où on le ramasse.

Le salinage d'une cuite, qui dure cinq à six jours dans les chaudières, se fait en dix-sept heures sur ce bâtiment. Le sel est plus pur; mais les eaux mères sont plus abondantes.

Dans le bâtiment à cordes, on obtient deux espèces de sels. Le premier se forme dans les bassins, quand l'eau y séjourne quelque temps, avant d'être élevée sur le bâtiment. il est en gros cristaux, très-blancs. Le second et le plus abondant se produit sur les cordes mêmes. Ces sels sont d'une pureté remarquable, d'après les analyses de M. Berthier.

	Sel des bassins.	Sel des cordes.
Sulfate de magnésie. . . .	0,40. . . .	0,58
Id. de soude.	0,75. . . .	2,00
Chlorure de magnésium. .	0,18. . . .	0,25
Sel marin.	98,67. . . .	97,17
	100,00	100,00

On livre rarement au commerce du sel marin aussi pur que celui-là. Mais comme ce procédé n'a été adopté qu'à Moutiers, c'est surtout le salinage en chaudières que nous devons exposer ici.

D'après des analyses très-nombreuses, et faites sur des échantillons pris à toutes les époques importantes de l'opération du salinage en chaudières, M. Berthier en résume la théorie de la manière suivante :

Il faut schloter à grand feu pour déterminer la formation du schlot, et par suite la séparation d'une grande quantité de sulfate de soude. Après le schlotage, il est utile de saliner à petit feu, pour empêcher le sulfate de magnésie et le chlorure de magnésium de cristalliser avec le sel marin. Au commencement du salinage, il se dépose peu de sulfate de soude; la quantité en augmente lentement, et tout ce sel se dépose avant la fin de l'évaporation. Le dernier sel obtenu ne contient que du sulfate de magnésie.

Les analyses suivantes feront voir que ces préceptes ne sont qu'une déduction immédiate des faits.

Analyse *des produits de la saline de Moutiers*, par M. Berthier.

Produits avant la graduation.	Dépôt pris à la source.	Dépôt pris près des bâtimens.	Eau à 1°,6 prise au pied du premier bâtiment.
Peroxide de fer.	85,0	5,0	0,000
Carbonate de chaux. . .	5,0	93,0	0,050
Débris organiques. . . .	4,0	2,0	0,000
Sulfate de chaux.	. . . .	. . . .	0,270
Id. de magnésie. . .	. . . .	. . . .	0,056
Id. de soude.	. . . .	. . . .	0,130
Sel marin.	. . . .	. . . .	1,060
Chlorure de magnésium.	. . . .	. . . .	0,032
Eau.	6,0	0,0	98,402
Totaux.	100,0	100,0	100,000

Produits de la graduation.	1er dépôt des épines.	Dépôt moyen des épines.	Dernier dépôt des épines.	Eau des baissoirs à 18°,15.
Carbonate de chaux. . .	6,60	0,00	0,00	0,00
Sel marin.	0,05	0,24	0,25	16,00
Sulfate de chaux.	93,35	99,76	99,75	0,30
Id. de magnésie.. . .	. . .	. . . .	. . . .	0,80
Id. de soude.	. . .	. . . .	. . . .	2,65
Chlorure de magnésium.	. . .	. . . .	. . . .	0,46
Eau.	. . .	. . . .	. . . .	79,79
Totaux..	100,00	100,00	100,00	100.00

Produits du schlotage	Premier schlot.	Schlot moyen.	Dernier schlot.	Eau saturée à 26°.
Sulfate de chaux..	28,0	41,10	10,10	0,00
Id. de soude.	24,5	52,65	25,68	2,81
Sel marin.	47,5	6,25	64,22	25,50
Sulfate de magnésie. . .	. . .	. . . .	. . . .	1,48
Chlorure de magnésium.	. . .	. . . .	. . . .	1,07
Eau..	. . .	. . . .	. . . .	69,14
Totaux..	100,0	100,00	100,00	100,00

Produits du salinage des chaudières.	Premier sel.	Sel moyen.	Dernier sel.	Eaux-mères.	Écailles.
Sulfate de chaux . .	1,56	0,00	0,00	0,00	10,65
Id. de soude. . .	3,80	5,55	0,00	0,00	18,66
Sel marin.	94,64	93,59	85,50	20,80	57,34
Sulfate de magnésie.	. . . .	0,25	12,50	9,50	3,00
Chlorure de magnésie	. . . .	0,61	2,00	4,85	0,75
Eau..	. . . .	. . . .	. . . .	64,85	9,60
Totaux. . . .	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00

Produits du traitement des eaux-mères du salinage.	Premier dépôt.	Second dépôt.	Dernier dépôt.	Eaux-mères définitives.	
Sulfate de magnésie.	11,74	0,25	0,00	4,20	
Sulfate de soude.. .	46,36	56,50	95,00	6,00	
Chlorure de magnés.	0,60	0,25	0,00	5,40	
Sel marin.	41,30	43,00	5,00	19,90	
Eau..	. . . .	. . . .	. . . .	64,50	
Totaux[1]. . .	100,00	100,00	100,00	100,00	

Il nous reste à indiquer les rapports de ces diverses substances dans le travail en grand. Ce rapport varie d'une source à l'autre sans doute, mais moins peut-être qu'on ne pourrait le penser. Voici les résultats d'une cuite faite par M. Berthier, à Moutiers, sur 469 quintaux métriques d'eau à 20°, contenant 105 quintaux métriques de substances salines. On a employé dans cette cuite 50 stères de bois de sapin ou de melèze refendu, savoir : 25 pour schloter et 25 pour saliner.

	Qx. métr.	
Schlot.	3,4	105,0
Sel	79,0	
Ecailles.	2,1	
Eau-mère.. . . .	5,1	
Perte..	15.4	

La perte est trop forte ; on l'évalue à 1/7 ou 1/8, dans le travail courant. Il est évident qu'on n'a pu recueillir toutes les eaux mères, puisque, d'après le résultat moyen d'une année, celles-ci fournissent en sulfate de soude le dixième du poids du sel marin obtenu. Il faudrait donc compter 16 à 20 d'eau mère, qui fourniraient 8 de sulfate de soude.

A Moutiers, on consommait donc alors 1 stère de bois pour évaporer 7,5 quintaux métriques d'eau à 20° de Beaumé ; quantité vraiment énorme, puisque chaque ki-

logramme de bois en forme à peine 2,5 de vapeur. Les chaudières construites par Cleiss, à Rosenheim, en Bavière, sont bien plus avantageuses; elles évaporent environ 3,5 kilogr. d'eau avec un kilogramme de bois. On en trouve tous les détails dans la planche 24. Dans ces derniers temps, M. Clément Desormes a construit à Dieuze, des appareils qui ne laissent rien à désirer sous le rapport de l'économie du combustible.

On ne doit pas perdre de vue ce que nous avons dit de l'emploi de la chaux pour purifier l'eau salée. Il est évident qu'en se servant de ce moyen on simplifie de beaucoup la marche du travail; on se débarrasse d'une foule de produits accidentels; enfin, on obtient en moins de temps, et avec une grande économie de combustible, une plus grande quantité de sel marin, puisqu'on recueille tout celui que l'eau renferme, et même un peu plus.

Ces réflexions sont non-seulement applicables aux sources salées, mais en outre elles le sont aussi évidemment à toutes les exploitations de sel marin. Ainsi, quand on dissout le sel gemme pour le faire cristalliser, on se retrouve précisément dans les mêmes conditions, et quand on exploite l'eau de la mer, elles se reproduisent encore. Aussi, au moyen des détails dans lesquels nous venons d'entrer, pourrons-nous abréger beaucoup l'examen des autres procédés, qui ne font que reproduire les mêmes phénomènes.

Marais salans.

1288. Ce sont des réservoirs creusés ordinairement sur les bords de la mer, et dans lesquels se fait, à l'air libre, l'évaporation de l'eau de la mer. Celle-ci contient

Sel marin	2,50	100
Chlorure de magnésium. . . .	0,35	
Sulfate de magnésie.	0,58	
Carb. de chaux et de magnésie	0,02	
Sulfate de chaux.	0,01	
Eau.	96,54	

La quantité d'eau à évaporer est donc fort grande; mais dans les marais salans bien placés, l'évaporation est si ra-

pide, qu'on obtient le sel à un prix excessivement modique. On place les marais, dont la planche 20 donne une idée générale, dans une plage unie, située au bord de la mer et mise à l'abri des marées. L'eau de la mer est conduite d'abord dans un réservoir appelé *jas*, qui doit recevoir deux pieds d'eau au moins, et six pieds au plus. Dans ce réservoir, l'eau commence à s'évaporer, et surtout elle se dépouille des corps qu'elle tenait en suspension. Au moyen d'un tuyau ou *gourmas*, on la fait passer dans une suite de bassins nommés *couches*. De ceux-ci, au moyen du *faux gourmas*, autre tuyau souterrain, elle passe dans le *mort*. C'est un canal qui fait tout le tour du marais, et auquel on donne jusqu'à 4000 mètres de longueur. Le mort amène l'eau dans de nouveaux bassins, connus sous le nom de *tables*. De ceux-ci, elle passe dans une série de bassins semblables, désignés sous le nom de *muant*. Du muant, l'eau arrive enfin dans les *aires*, où s'achève son évaporation. Elle y parvient par des canaux nommés *brassours*, qui versent chacun l'eau dans quatre aires par des conduits souterrains qu'on perce et qu'on ferme à volonté. L'eau arrive déjà très-concentrée dans les aires, et ne tarde pas à y saliner. Le dépôt du sel s'annonce ordinairement par une teinte rougeâtre, qui se développe dans l'eau. Le sel cristallise à la surface de l'eau; on brise la croûte, et lorsqu'il s'est formé une couche assez épaisse, on ramasse le sel, et on le met en tas sur le chemin qui sépare les aires et qu'on désigne sous le nom de *vie*. Dans certains marais, au lieu de briser la croûte de sel, on la ramasse en l'écrèmant avec un râteau à long manche.

Le travail des marais salans commence au mois de mars, et se termine en septembre. Pour mettre le marais en état, on commence par le nettoyer; pour cela, on ferme la communication entre le muant et les tables, et on ouvre le conduit souterrain désigné sous le nom de *coy*. Les eaux du muant s'écoulent et entraînent avec elles tous les dépôts. On jette dans le muant toutes les eaux que contiennent les aires, et on nettoie celles-ci. On ferme alors la communication entre les couches et les tables, et on vide ces dernières dans le muant. Les tables étant nettoyées, on pourrait en faire autant des couches, mais ordinairement on s'en dispense.

Le marais nettoyé peut être mis en activité. On amène l'eau du jas dans les couches, de là dans le mort, les tables, le muant, les brassours, et enfin dans les aires. Pour les conduire dans les aires, on fait au bout du brassour, avec un pieu en bois, un trou qui ouvre la communication avec l'aire. Quand il y a un pouce au plus d'eau dans l'aire, on referme le trou. L'eau qui arrive dans les aires est d'abord peu saturée, parce qu'elle n'a pas séjourné assez de temps dans les bassins antérieurs, et que la saison est encore peu chaude. Il faut alors huit jours pour que le sel se produise dans l'aire. Mais dans la bonne saison, et quand les eaux ont subi une évaporation convenable avant d'arriver dans l'aire, on saline deux ou trois fois par semaine, quelquefois même tous les jours.

Le sel se ramasse en tas coniques nommés *pilots*, ou en tas pyramidaux, qu'on appelle *vaches*. Ces tas sont recouverts de paille ou d'herbages qui les garantissent de la pluie. Le sel ainsi conservé en tas s'égoutte et se purifie même, en ce que les sels déliquescens qu'il contient attirent peu à peu l'humidité et s'écoulent.

Extraction du sel par la gelée.

1289. Cette méthode est basée sur la propriété que l'eau saturée de sel marin possède de se congeler à un degré bien plus bas que l'eau pure. Il en résulte que de l'eau faiblement salée que l'on expose en grandes masses à un froid de quelques degrés au-dessous de zéro, se partage en deux parties, savoir : en eau pure ou presque pure qui se gèle, et en eau plus chargée de sel qui reste liquide.

On peut donc enlever la glace, et se procurer ainsi des eaux concentrées en répétant cette opération au besoin. Ce procédé est applicable dans les pays froids et dans les pays tempérés; mais on n'en fait usage régulièrement que dans le nord, et ce n'est que par occasion qu'on s'en sert dans l'exploitation de quelques sources salées des pays tempérés.

Pour que ce procédé fût d'un bon usage, il faudrait nécessairement purifier les eaux salées au moyen de la chaux. En effet, la basse température à laquelle on les expose détruit tout le sulfate de magnésie, qui se trans-

forme ainsi en sulfate de soude et en chlorure de magnésium, en décomposant une quantité proportionnelle de sel marin. L'évaporation du résidu laissé par la gelée, qui fournirait un sel très-pur si l'on avait purifié l'eau salée par la chaux, ne donne au contraire qu'un sel de mauvaise qualité.

On peut en juger par les résultats suivans, obtenus par M. Hess sur quelques sels des salines des environs d'Irkoutsk, gouvernement de la Russie asiatique, et sur celui de la mer d'Okhotsk, que l'on extrait en concentrant par la gelée.

	Sel de la mer d'Okhotsk.	Id. des salines d'Oustkout.	Id. des salin. d'Irkoutsk.	Id. des salin. de Seleugiusk,
Sel marin. . . .	77,60 —	74,84 —	91,49 —	74,71
Sulfate de soude	13,60 —	15,20 —	2,76 —	13,80
(1) Chlorur. d'alum.	6,20 —	1.17 —	2,60 —	6,50
Id. de calc. .	0,94 —	5,21 —	1,10 —	1,44
Id. de magn.	1,66 —	3,57 —	2,05 —	3.55
	100,00	100,00 —	100,00	100,00,

Il est de toute évidence que ces sels sont très-impurs, et qu'il faut l'attribuer à la basse température que les eaux ont éprouvée. En traitant les eaux par la chaux, on décomposerait les sels de magnésie et d'alumine, on préviendrait la formation des chlorures de magnésiun et d'aluminium, et par suite celle d'une quantité proportionnelle de sulfate de soude. Ces sels seraient purs alors, et on éviterait les pertes qu'ils éprouvent en magasin par la déliquescence des chlorures d'aluminium, de calcium et de magnésium. On ferait disparaître, en même temps, les inconvéniens qu'ils ont pour la santé, si, comme le pense M. Hess, ce sont ces chlorures qui causent les maladies scorbutiques si fréquentes dans cette contrée.

Sel ignifère.

1290. C'est celui que l'on prépare dans l'Avranchin, en Basse-Normandie. Cette exploitation se faisait dès 1600 par les mêmes procédés qu'on y applique aujourd'hui.

(1) C'est la première fois qu'on observe le chlorure d'aluminium dans le sel marin. M. Hess s'est assuré que ce corps existe dans la mer d'Okhotsk.

Dans le pays, la tradition en fait même remonter l'introduction au neuvième siècle.

Le sel ignifère est assez pur. Le procédé par lequel on l'obtient n'offre que ce seul avantage à côté d'une foule d'inconvéniens. Les salines de l'Avranchin n'ont pu prospérer que sous la protection de réglemens établis en 1768 et abolis par la révolution française; elles sont aujourd'hui peu productives et peu nombreuses.

On emploie dans ces salines, le sable salé que l'on récolte sur les bords de la mer, pour saturer de sel l'eau de la mer elle-même. On évapore ensuite cette eau, au moyen du feu. La récolte du sable se fait au moyen d'un rabot de six pieds de longueur, ferré d'un tranchant et conduit par un cheval. Un homme dirige le rabot, l'élève ou l'enfonce au besoin. On a soin de ne ramasser que le sable suffisamment sec, et on répète l'opération deux ou trois fois par jour sur la même place, suivant que la dessication du sable se fait plus ou moins vite. On conçoit que ce sable, mouillé d'eau de mer, reste imprégné de sel par l'évaporation; on conçoit aussi que les jours les plus chauds de l'été sont les plus favorables pour la récolte.

On porte ce sable près de la saline; on le dépose dans une fosse circulaire de 20 à 25 pieds de diamètre et de 7 à 8 pieds de profondeur; on en élève un tas ou meule que l'on recouvre avec soin d'une couche d'argile qui l'abrite de la pluie. D'un autre côté, on creuse dans la grève une fosse ou *tourande*, qui se remplit d'eau de mer.

Pour exploiter le sable salé, on en remplit une caisse carrée en bois, de 1 pied de profondeur, et de 9 pieds de côté. Cette caisse est supportée sur un massif dallé ou glaisé; son fond est formé de planches assemblées avec les côtés. Sur celles-ci, on place une couche de paille que l'on recouvre à son tour de nouvelles planches. Le tout forme, comme on voit, un véritable filtre. Sur un de ses côtés, la caisse est percée d'un trou qui communique avec un conduit destiné à porter l'eau dans un réservoir. On remplit la caisse de sable salé, et on y verse successivement 7 à 800 litres d'eau de mer. Celle-ci filtre en deux heures et acquiert par cette opération une densité de 1,14 environ, et quelquefois de 1,17.

Le résidu sablonneux est employé par les agriculteurs

pour amender les terres. L'eau saturée, qui prend le nom de *brune*, est portée dans la cabane où l'on doit l'évaporer; on reçoit séparément l'eau qui s'écoule la première, et l'eau plus faible qui arrive ensuite. Les sauniers en apprécient le titre au moyen de trois boulettes en cire lestées de plomb. Ils regardent comme la plus favorable à l'évaporation celle dont la densité est de 1,16.

On évapore cette eau dans des bassines de plomb dont la contenance fixée par la loi est exactement de 20 litres. Ces bassines sont en plomb, et elles sont connues sous le nom de *plombs*: elles ont la forme d'un carré long et sont peu profondes; elles sont placées toutes les trois sur un fourneau à trois compartimens bâti, en masses formées avec du sable salé délayé avec de la brune, et sans grille ni cheminée. On chauffe au bois; la fumée s'échappe par les intervalles ménagés entre la chaudière et les murs du fourneau.

Lorsque la brune commence à bouillir, elle monte en écume. Le saunier, pour l'empêcher de verser, l'agite sans cesse avec une baguette. Au bout d'un quart d'heure, il remplit de nouveau les plombs, avec de la brune froide, ce qui détermine la formation d'une écume qu'il ramasse. On laisse marcher l'évaporation, jusqu'à ce que le sel commence à se déposer, et à ce moment, on ajoute un litre de brune pour déterminer le dépôt de nouvelles écumes que l'on enlève également. Enfin, on évapore à sec, en agitant sans cesse le sel qui se dépose, pour éviter la fusion des plombs. La masse saline qui est nécessairement très-impure, mais qui se trouve dans un état de division très-favorable à sa purification, est placée dans un panier que l'on suspend au-dessus des plombs, pendant toute la durée de l'opération suivante. Le sel se trouvant exposé ainsi à l'action d'une grande quantité de vapeur aqueuse, s'y dépouille de la majeure partie des sels déliquescens dont il était mélangé. On le place ensuite dans un magasin dont le sol est formé de sable lessivé, bien battu; sa purification s'y achève d'elle-même. Pendant les deux premiers mois de son enmagasinage, ce sel perd encore de 20 à 28 pour cent. Il est alors très-blanc, très-divisé et comme neigeux.

Chaque opération ou bouillon dure deux heures; on

en fait neuf par jour au moins, quelquefois dix ou douze. On évapore 7 à 800 litres de brune qui fournissent de 150 à 225 kilog. de sel, suivant la richesse du sable employé. On consomme 20 à 25 fagots de bois, dont la valeur est de 6 ou 7 francs.

On conçoit qu'il faut diriger l'opération avec adresse vers la fin de l'évaporation, pour empêcher les plombs de fondre. On remue donc sans cesse, et dès que le sel est enlevé, on y verse de nouvelle brune. Par suite du changement brusque de température que le plomb éprouve ainsi à plusieurs reprises, et par suite de la mollesse de ce métal, les chaudières se trouvent véritablement agrandies à la fin de la journée. On est obligé de les rajuster, et, par conséquent, d'en avoir de rechange pour que le travail soit continué.

Les cendres très-riches en sel, et les débris des fourneaux qui durent quarante ou cinquante jours, sont vendus comme engrais.

Nous joignons ici un tableau qui offre l'analyse de quelques sels du commerce, comme exemple des variations que cette substance peut éprouver. Il faut se rappeler toutefois, que certains sels contiennent du brômure ou de l'iodure de magnésium en qualités assez notables, pour devenir véritablement nuisibles.

TABLEAU *de l'analyse de quelques variétés commerciales de sel marin.*

Origine du sel.	Sel marin.	Sulfate de magnésie.	Chlor. de magnésium.	Sulfate de chaux.	Matières insolubles.	Eau hygrométrique.
D'après M. HENRY.						
Sel de Saint-Ubes.....	96,0	0,45	0,30	2,35	0,9	0,0
Id. d'Oléron	96,4	0,45	0,20	1,95	1,0	0,0
Id. d'Ecosse, de l'eau de mer...............	93,5	1,75	2,85	1,50	0,4	0,0
Id. de Lymington.....	93,7	3,50	1,10	1,50	0,2	0,0
Sel gemme du Chester.	98,3	0,00	0,05	0,65	1,0	0,0
Id. du Chester pour les salaisons	98,6	0,00	1,10	1,20	0,1	0,0
D'après M. BERTHIER.						
Sel de Saint-Ubes de première qualité....	95,19	1,69	0,00	0,56	0,0	2,45
Id. de Saint-Ubes de seconde qualité.....	89,19	6,20	0,00	0,81	0,2	3,60
Id. de Saint-Ubes de troisième qualité....	80,09	7,27	0,00	3,57	0,2	8,36
Id. de Figueras.........	91,14	3,54	0,70	0,33	0,0	4,20
Id. de Bouc.............	95,11	1,30	0,23	0,91	0,1	2,35
Id. du Croisic	87,97	1,58	0,50	1,65	0,8	7,50

CHAPITRE III.

Soude artificielle.

1291. Nous avons montré déjà, comment on se procure la soude dite naturelle, et d'après les indications générales que nous avons données sur l'origine des produits commerciaux qui contiennent du sodium, il est facile de voir que la soude artificielle ne peut être extraite que du sel marin. La France, si pauvre en soude naturelle, possède au contraire des ressources inépuisables en sel marin. Aussi, dès l'instant où les guerres de la révolution eurent supprimé l'im-

portation des soudes espagnoles, des essais de tout genre furent-ils mis en œuvre pour extraire la soude du sel marin. Le succès de ces tentatives a enlevé sans retour à l'Espagne une branche d'industrie qui produisait un commerce d'exportation de vingt millions par an, au moins. C'est à Leblanc, chirurgien français, qu'est due l'importante découverte du procédé par lequel on se procure la soude, et cette découverte fera époque dans l'histoire des arts.

Quand le commerce entre l'Espagne et la France fut supprimé par la guerre, le comité de salut public fit un appel aux chimistes français, pour les engager à donner connaissance des procédés propres à produire la soude. De tous ceux qui furent examinés à cette époque, celui de Leblanc seul est resté; mais parmi les autres, il en est qui méritent d'être connus. On peut les diviser en deux classes; les uns, ont pour objet l'extraction directe de la soude au moyen du sel marin. Les autres, sont fondés sur la conversion du sulfate de soude en soude.

Sel marin et chaux. Plusieurs chimistes, entre autres Proust, Pelletier et Deyeux, avaient observé, sur des murs humides, des efflorescences de carbonate de soude que l'on regardait comme résultant de la décomposition du sel marin par la chaux vive. La soude qui en provenait se carbonatait au contact de l'air. Avant la révolution, ce procédé dont la découverte est due à Schéele, fut mis en pratique par Guyton et Carny du côté de Croisic en basse Picardie. La chaux vive éteinte à la manière ordinaire, était mise en pâte avec une dissolution de sel marin. Celle-ci abandonnée à l'air et maintenue humide, se recouvrait d'efflorescences de carbonate de soude. Ce procédé n'eut aucune suite.

Sel marin et oxide de plomb. Ce procédé, découvert également par Schéele, était employé en Angleterre depuis fort long-temps, pour se procurer une belle couleur jaune, quand il fut mis en pratique par MM. Chaptal et Bérard pour l'extraction de la soude. Pour l'exécuter, on prend 50 kilogr. de litharge pulvérisée qu'on place dans un baquet. D'un autre côté, on dissout 12,5 kilogr. de sel marin dans 50 kilogr. d'eau. On délaye la litharge avec une partie de cette dissolution, de manière à former une pâte liquide. On laisse reposer pendant

quelques heures. Dès que la surface blanchit, il faut remuer la masse, qui sans cela deviendrait très-dure. On continue à agiter ainsi, on ajoute le reste de la dissolution et même au besoin un peu d'eau. Au bout d'un jour, la réaction est terminée. On laisse reposer un jour encore, puis on lave. Les lavages entraînent de la soude caustique et du sel marin non décomposé. Le résidu est formé d'un composé de chlorure et d'oxide de plomb qui devient d'un beau jaune par la fusion. Dans ce procédé, la décomposition du sel marin est complète, mais le haut prix de la litharge le rend impraticable sur une grande échelle.

Les autres procédés exigent tous une conversion préalable du sel marin en sulfate de soude que l'on peut exécuter par divers moyens.

Sel marin et sulfate de fer. Cette décomposition fournit du peroxide de fer, du sulfate de soude, du chlore et de l'acide sulfureux, quand les deux matières mêlées récemment sont soumises à l'action du feu. Mais on peut rendre le phénomène plus productif en sulfate de soude, en mélangeant les deux corps en poudre dans le rapport de 73 de sel marin à 172 de sulfate de fer, laissant le mélange arrosé d'un peu d'eau, en tas, pendant quelques jours, et le chauffant ensuite au rouge. Il se forme d'abord à froid, du sulfate de soude et du chlorure de fer. Par la chaleur, le chlorure est transformé, en vertu de la décomposition de l'eau, en acide hydrochlorique, qui se dégage, et en oxide de fer, qui reste mêlé au sulfate de soude. Il se dégage peu d'acide sulfureux et de chlore, en opérant ainsi. La calcination se fait très-bien dans un four à réverbère. La masse restante, traitée par l'eau, s'y dissout en très-grande partie, en laissant un résidu de peroxide de fer. L'eau ne contient que du sulfate de soude, qu'il est facile d'obtenir pur par cristallisation, ou même par simple évaporation. Dans quelques fabriques du Nord, on obtient le sulfate de soude de cette manière.

Sel marin et pyrite. Un atome de bisulfure de fer, contenant deux atomes de soufre, pourrait produire deux atomes d'acide sulfurique, et par suite décomposer deux atomes de sel marin; ce qui revient à dire que cent parties de pyrite pourraient suffire pour transformer en sulfate deux cents parties de sel marin. Dans les expériences ten

tées par ordre du comité de salut public, on employa, pour cent de pyrite, soixante seulement de sel marin; mais on s'assura que la pyrite était loin d'être entièrement employée. Les matières mélangées devraient être soumises à un grillage modéré au four à réverbère. Le résidu lessivé fournirait du sulfate de soude. Dans ce procédé, le soufre, sous l'influence de la chaleur, de l'air et du sodium, se transforme en acide sulfurique. Le sodium, qui passe à l'état de soude, se combine avec cet acide. Enfin le chlore du sel marin, se combinant avec l'hydrogène de l'eau ou des gaz que produit le combustible, passe à l'état d'acide hydrochlorique. On obtient en outre de l'acide sulfureux, provenant d'une portion de soufre incomplètement brûlée.

Le mélange pourrait être grillé en tas, soit après l'avoir mêlé avec de la houille, soit en le stratifiant avec des fagots. Je ne crois pas que ce procédé ait jamais été pratiqué en grand. Il est probable que, dans certaines localités, il peut donner des résultats avantageux.

1292. Le sulfate de soude étant préparé, il faut le transformer en soude. Pour cela, il existe encore plusieurs procédés.

Sulfure de sodium et acide carbonique. Rien de plus facile que de transformer le sulfate de soude en sulfure de sodium, rien de plus aisé que de transformer le sulfure de sodium en bicarbonate de soude; enfin rien de plus simple que de ramener celui-ci à l'état de carbonate neutre. Mais chacun pourra calculer les avantages que peut offrir ce procédé dans une exploitation en grand.

Pour se procurer le sulfure de sodium, on prend du sulfate de soude et du charbon, que l'on mêle bien, et on chauffe le mélange au rouge. Il se dégage du gaz oxide de carbone, et il reste du sulfure de sodium. Pour vingt parties de sulfate de soude, il faut en employer au moins trois de charbon. Le résidu dissous dans l'eau, ne peut être converti en entier en carbonate de soude, qu'à la faveur d'un grand excès d'acide carbonique. Sous l'influence de l'acide carbonique, la décomposition de l'eau s'opère; l'oxigène de l'eau oxide le sodium qui passe à l'état de carbonate de soude. L'hydrogène de l'eau s'unit au soufre qui passe à l'état d'hydrogène sulfuré (1); mais, comme il est indis-

(1) Ce dernier gaz porté sous un foyer s'y brûle, forme du gaz

pensable d'employer un excès d'acide carbonique, c'est du bicarbonate de soude qui se produit. On peut se procurer l'acide carbonique, soit en brûlant du poussier de charbon dans un tube où l'on ſoule de l'air, soit en calcinant de la pierre à chaux ou un mélange de craie et d'argile dans des tuyaux de fonte. Dans ce dernier cas, on fait de la chaux hydraulique artificielle. L'acide carbonique obtenu est porté sur le sulfure de sodium dissous dans l'eau. On réussirait, sans doute, en opérant sur le sulfure de sodium humide et très-divisé, ce qui éviterait toute pression. Au bout de quelque temps, le sulfure de sodium est transformé en bicarbonate. On le purifie alors par cristallisation, et on le calcine légèrement, au four à réverbère, pour le ramener à l'état de carbonate neutre.

Nous indiquons ici ce procédé, quoiqu'il ne puisse réussir probablement que dans des circonstances très-particulières.

Sulfate de soude, fer et charbon. C'est au moyen de ces matériaux que le père Malherbe, bénédictin, proposa de se procurer la soude, en 1778. On employa ce procédé à Javelle pendant la révolution. M. Alban fit l'expérience devant les commissaires du comité de salut public, en employant 100 kil. de sulfate de soude calciné, 20 kil. de charbon en poudre, 11 kil. de braise et 33 kil. de rognures de tôle ou de fer-blanc. On mêla d'abord le sulfate de soude et le charbon en poudre, et on les chauffa au four à réverbère, de manière à convertir le sulfate en sulfure de sodium. Celui-ci étant bien liquide, on y jeta 20 kil. de fer, et on brassa fortement, et à diverses reprises. La masse se gonfla et bouillonna, et le fer fut bientôt dissous. On y ajouta 8 kil. de braise, qui occasionèrent un dégagement d'hydrogène sulfuré. Quelque temps après, on joignit au mélange le reste du fer et le reste de la braise; on continua à brasser souvent, et avec soin, tant que dura le dégage-

sulfureux, et peut alors être lancé dans l'air sans grand inconvénient. Il n'en serait pas de même de l'hydrogène sulfuré, à cause de son odeur. En brûlant ainsi le tiers de l'hydrogène sulfuré, envoyant le gaz sulfureux formé, et les deux tiers restant de l'hydrogène sulfuré dans une chambre maintenue humide, on se procurerait presque la totalité du soufre.

ment d'hydrogène sulfuré. Celui-ci ayant presque cessé, et la masse étant en fusion tranquille, on coula la matière hors du fourneau : elle pesait 107 kil. Cette matière est formée de soude pure et anhydre et de sulfure de fer; elle est d'un beau noir, caustique, à cassure striée et métallique; elle se délite à l'air avec chaleur, et s'y recouvre d'efflorescences jaunes d'oxide de fer. Traitée par l'eau, on en retira assez de soude pour former 100 kil. de carbonate de soude.

La théorie de l'opération est loin d'être nette. Il est probable qu'il se forme un sulfure double de sodium et de fer, et qu'on n'obtient que la moitié de la soude que la matière employée pourrait produire. Le sujet demanderait de nouvelles expériences. Nous nous serions moins étendus sur ce procédé, si l'on n'avait constaté que l'on pouvait substituer au fer un mélange de minérai de fer et de charbon en proportions convenables.

Procédé de Leblanc.

1293. C'est celui qui est généralement suivi en France maintenant. Il repose sur la transformation en soude que le sulfate de soude éprouve quand on le calcine avec des proportions convenables de charbon et de craie. Voici le tableau de cette réaction remarquable, sur laquelle les tâtonnemens ont amené précisément au résultat que la théorie la plus déliée aurait pu indiquer elle-même.

Produits employés.

2 at. sulfate de soude sec	= 1784	ou bien	41
3 at. carbonate de chaux	= 1893		44
18 at. charbon	= 675		15
	4352		100

Produits obtenus.

2 at. carbonate de soude sec	= 1332	ou bien	30
1 at. chaux, 2 at. sulfure de calcium } combinés	= 1270		29,5
20 at. oxide de carbone	= 1750		40,5
	4352		100

On voit, par ce tableau, que lorsqu'on calcine parties

égales de sulfate de soude sec et de craie, avec la dose indiquée de charbon, il se forme des produits dont on peut expliquer la production, en supposant d'abord que le sulfate de soude et une partie de la craie, se transforment en sulfate de chaux et carbonate de soude. Comme, en dissolvant la matière dans l'eau, on reproduirait le sulfate de soude et la craie, on ajoute le charbon pour décomposer le sulfate de chaux. Mais, il faut observer encore, que si on mettait deux atomes de craie seulement, et que le sulfate de chaux fut transformé en sulfure de calcium par le charbon, en dissolvant dans l'eau, celui-ci serait décomposé par le carbonate de soude, et on aurait encore de la craie reformée et du sulfure de sodium. C'est ce qui n'a plus lieu quand on fait usage de trois atomes de craie, parce qu'alors il reste un atome de chaux libre, et que celui-ci, combiné avec les deux atomes de sulfure de calcium, produit un composé insoluble dans l'eau froide. Ainsi, le carbonate de soude formé, se dissout seul, et échappe en entier à la réaction du sulfure produit.

On voit, par là, que tout le secret de cette fabrication qui a exercé une si grande influence sur notre commerce, repose sur l'emploi de proportions convenables et atomiques entre la craie et le sulfate de soude. Quant au charbon, la dose peut varier; en effet, il faut en mettre plus que le calcul n'en indique pour remplacer celui qui est brûlé pendant l'opération; d'ailleurs, un excès de charbon ne peut nuire qu'en rendant caustique une partie de la soude, inconvénient de peu d'importance.

Ceci conçu, voici le dosage employé par Leblanc et les produits obtenus.

1000	sulfate de soude sec,
1000	craie,
550	charbon,
2550	mélange employé,
1530	soude brute obtenue,
900	carbonate de soude cristallisé provenant de celle-ci,
1000	résidu insoluble laissé par la soude brute.

La fabrication de la soude, au moyen du sulfate de soude, par le procédé de Leblanc, est donc une opération nette

et en quelque sorte sans difficulté. Il n'en est pas de même de la fabrication du sulfate de soude, opération très-facile en elle-même, mais accompagnée de graves embarras, en raison de la production d'une énorme quantité d'acide hydrochlorique, dont il est impossible de trouver l'emploi, et dont il est difficile d'opérer la condensation sans de grands frais. Il faut donc distinguer dans la fabrication de la soude, les manufactures qui recueillent l'acide hydrochlorique, et celles qui le laissent perdre.

On se procure toujours en France, le sulfate de soude par l'action de l'acide sulfurique sur le sel marin. Cette circonstance explique la position des principales manufactures de soude; c'est à Marseille où elles ont trouvé le sel marin en abondance, et où le soufre nécessaire à la fabrication de l'acide sulfurique, arrive si aisément, que toutes les grandes fabriques de soude se sont fixées.

Quand on veut récolter l'acide hydrochlorique, on peut se servir des appareils déjà décrits (57); mais dans les fabriques montées sur une grande échelle, on emploie des dispositions qui permettent de produire de plus grandes quantités de sulfate de soude, quoiqu'elles aient d'ailleurs l'inconvénient de ne condenser qu'une partie de l'acide formé. La plus simple consiste à chauffer le mélange de sel marin et d'acide sulfurique dans un four à réverbère et à diriger la fumée au travers d'une série de condenseurs, au sortir desquels elle est jetée dans la cheminée d'un four à soude qui lui sert d'appel. Quand on adopte cet appareil, il faut nécessairement faire la transformation du sulfate en soude dans un four particulier. Dans les fabriques qui sont montées sur une grande échelle on trouve en général trop peu d'écoulement à l'acide hydrochlorique, pour qu'il soit possible de le recueillir. On cherche alors à le condenser, afin d'éviter les dommages qui en pourraient résulter pour la végétation des terres voisines, et pour cela le moyen le plus simple consiste à diriger les fumées dans une vaste chambre remplie de blocs de carbonate de chaux; de là, elles passent dans un long canal dont les parois sont faites avec ces mêmes blocs, et quand on le peut, on adosse ce canal à une colline, de manière à le faire servir en même temps de cheminée. Dans le cas contraire, il faudrait élever à l'extrémité une cheminée d'appel pour la fumée.

Quand on a des masses convenables d'eau à consacrer à cette condensation, il est toujours possible d'y parvenir. Il suffit pour cela, comme l'a proposé M. Clément, de faire passer les gaz au travers d'une tour remplie de cailloux qui sont sans cesse arrosés par un filet d'eau.

Mais il faut l'avouer, dans le procédé ordinaire de fabrication, la condensation présente des difficultés presque insurmontables. En effet, on fait dans le même four la soude brute, et le sulfate de soude. Le tirage qu'exige la fabrication de la soude, est si grand, qu'il est pour ainsi dire impossible d'y appliquer avec succès aucun de ces moyens de condensation, sans nuire au succès de l'opération. D'un autre côté ce système présente des avantages que les détails suivans permettront d'apprécier.

Le four double est un four à réverbère dont la sôle est divisée en deux compartimens elliptiques, et dont la voûte est très-surbaissée. La première section de la sôle a dix pieds de long sur huit de large; elle est destinée à la fabrication de la soude. La seconde section a huit pieds de long, sur sept de large; elle est réservée à la formation du sulfate. Pour la soude, la sôle est faite en briques; pour le sulfate, la sôle est toujours en grés. Celle-ci ne dure même que quelques mois, étant rongée par l'acide sulfurique. On donne au foyer quatre pieds de longueur sur deux pieds de largeur.

Dans un fourneau semblable, on décompose en vingt-quatre heures, 1600 kilog. de sel marin, au moyen de 2000 kilog. d'acide sulfurique à 50°. Il en résulte 2000 kilog. de sulfate de soude sec.

Dans le même temps, les 2000 kilog. de sulfate de soude, mêlés avec 2060, ou même 2100 kilog. de craie, et 1000 ou 1060 kilog. de charbon, sont transformés en soude, et en fournissent 2800 kilog. de bonne qualité. Chaque opération dure deux heures, et on opère sur 400 kilog. de mélange à soude.

Ces données pratiques s'accordent avec le calcul. Sous ce rapport, il reste donc peu de chose à faire. Mais ce qui montre combien est grand l'avantage que présente l'emploi des fourneaux doubles, c'est que la consommation du combustible, qui est de 12 hectolitres de houille en vingt-quatre heures, pour un fourneau simple, n'est pas

sensiblement augmentée quand il s'agit d'un fourneau double.

La transformation du sel marin en sulfate, ne présente aucun phénomène particulier. On place le sel marin dans le fourneau, et on fait tomber l'acide au moyen d'une ouverture pratiquée à la voûte du fourneau. Quand à la transsformation du sulfate en soude, elle offre quelques particularités dignes d'attention. Le mélange bien broyé, est placé sur la sôle au moyen d'une porte latérale; au premier instant, le vent du fourneau entraîne une partie de la matière pulvérulente, mais bientôt le mélange commence à fondre, s'agglutine et se pelotte; on brasse bien avec un rable, et, dès que la masse entre en fonte et devient pultacée, il s'en dégage une foule de bulles d'oxide de carbone qui viennent brûler au contact de l'air. L'eau qui se trouve dans les matières employées se décompose et donne naissance en outre à du gaz hydrogène carboné ou sulfuré. Tant que ce phénomène dure, il faut brasser avec force; dès qu'il s'arrête, la masse devient plus liquide, et l'opération touche à sa fin. On plonge alors un ringard dans la matière, on le retire et on examine la croûte qui s'y est attachée; quand cette croûte qui se brise en se refroidissant, présente un grain bien uni, l'opération peut être regardée comme terminée. Vers cette époque, la conduite du feu exige de la surveillance; trop fort, il ferait fritter la soude et la chaux non décomposée; trop faible, il laisserait durcir la matière. On retire la matière du four, et on la jette à terre, où elle se prend en masse par le refroidissement; on la brise en morceaux, et on la met en magasin. Cette soude brute contient souvent un peu de sulfure de sodium, mais le contact de l'air le fait bientôt passer à l'état d'hyposulfite.

Quand on veut extraire de ces soudes brutes, le carbonate de soude qu'elles contiennent, on les pulvérise et on les lessive à la manière des plâtras salpétrés. Les lessives sont évaporées dans un appareil formé de quatre chaudières; la première, c'est-à-dire la plus éloignée du foyer, sert à chauffer la lessive; les deux suivantes sont destinées à sa concentration; enfin celle qui est placée au-dessus du foyer, reçoit les liqueurs très-concentrées déjà, et elles y sont évaporées à sec. On achève la dessication du sel dans

un four à réverbère, semblable à celui qu'on emploie pour calciner le salin. Le produit obtenu porte, dans le commerce, le nom de *sel de soude.*

On connaît plus particulièrement sous le nom de *carbonate de soude*, le sel cristallisé. Celui-ci se prépare en faisant cristalliser les lessives précédentes par un temps froid. Les eaux mères évaporées à sec, donnent du sel de soude.

CHAPITRE IV.

Potasse factice.

1294. Depuis quelques années, on vend à Paris sous ce nom un produit destiné à imiter la potasse d'Amérique, que les blanchisseuses emploient de préférence.

La potasse factice ne contient, pour ainsi dire, que de la soude. Le seul objet qu'on se propose, consiste à fournir au commerce, une matière alcaline semblable pour l'aspect à la potasse d'Amérique, et d'une saveur bien caustique. On conçoit aisément que l'on peut réaliser ce résultat par divers procédés plus ou moins avantageux.

Les mélanges qui doivent produire la potasse factice, sont calcinés dans un four à réverbère analogue à celui qu'on emploie pour calciner le salin; on les chauffe, jusqu'à ce que le produit ait été fondu au point convenable, pour qu'on puisse le verser dans des moules, où il se prend en masse.

Du reste, rien de plus variable que ces mélanges; ordinairement on emploie cependant, 100 de sel de soude, 50 de sel marin, et 1 de sulfate de cuivre; le sel de soude est d'abord mis en fusion : on y ajoute le sulfate de cuivre qui doit colorer le produit, et quand celui-ci est bien mêlé, on joint à la masse un peu de nitrate de potasse; on porte enfin le sel marin dans le four, on brasse bien le tout, et on coule dès que la fusion est assez avancée.

Le déchet de cette fabrication est peu important; il ne dépasse guère 5 à 8 p. °/₀, des matières employées.

Il est évident que si cette potasse factice peut convenir au blanchîment, elle ne saurait être employée ni par les

salpêtriers, ni par les fabricans de cristaux : ceux-ci doivent rejeter toute potasse qui ne forme pas d'alun avec le sulfate d'alumine et la prétendue potasse factice est dans ce cas, puisqu'elle ne contient que du sel marin, de la soude caustique et du carbonate de soude.

CHAPITRE V.

Bicarbonates de potasse et de soude.

1295. Ces deux bicarbonates et celui de soude en particulier, sont devenus l'objet d'une fabrication peu importante, il est vrai, mais digne de quelque intérêt. On emploie le bicarbonate de soude, pour former des pastilles qui facilitent la digestion et qui imitent en quelque sorte les effets des eau de Vichy. M. D'Arcet a fait à ce sujet des observations fort curieuses qui ont donné depuis quelque temps une certaine activité à la préparation du bicarbonate de soude. Divers appareils ont été imaginés pour former ce sel. Quelques-uns sont fort ingénieux, mais tous sont rendus inutiles par suite des résultats publiés par M. Smith et vérifiés par M. Boullay.

En effet, si l'on prend des cristaux de carbonate de soude ordinaire, et que sous une faible pression, on les mette en contact avec du gaz acide carbonique, le sel perdra bientôt sa transparence, il conservera sa forme, mais il sera devenu poreux et friable. En prenant une texture feuilletée, le sel perd une grande partie de son eau de cristallisation, qui ruisselle sur les parois du vase. Quand l'absorption de l'acide carbonique cesse, on retire la masse de l'appareil, on la délaye dans une petite quantité d'eau, on fait égoutter celle-ci ; enfin on comprime le sel et on le sèche à l'air.

Ainsi préparé, le bicarbonate de soude est parfaitement pur ; il se compose :

1 at. soude	= 390 ou bien	37,1
4 at. acide	= 550	52,4
2 at. eau	= 112	10,5
1 at. bicarbonate de soude	= 1052	100,0

Rien de plus facile que de réaliser de tels résultats; il suffit de placer dans des caisses en bois le carbonate cristallisé, d'y porter le gaz carbonique lavé, et d'exercer une pression, en ne permettant au gaz de s'échapper, qu'après avoir soulevé une colonne d'eau d'un ou deux pieds; bien entendu que l'on placera plusieurs caisses à la suite les unes des autres, que l'on fera toujours arriver le gaz dans celles qui approchent du terme de la saturation, et qu'il sera forcé de traverser en dernier lieu celles qui renferment le carbonate de soude le moins attaqué.

Le bicarbonate de potasse se produirait sans doute de la même manière, en faisant usage de carbonate de potasse en masses humides et poreuses, forme sous laquelle il est facile de l'obtenir.

CHAPITRE VI.

Argiles.

1296. L'argile est un mélange naturel de silice et d'alumine dans des proportions variables. Ces mélanges ont quelques caractères communs, pris plutôt dans les propriétés physiques qui leur assignent dans les arts des usages particuliers que dans leur composition elle-même.

Elles se délaient dans l'eau, avec assez de facilité, et s'y réduisent en une bouillie. Celle-ci ramenée à la consistance d'une pâte ferme, présente de l'onctuosité. Elle possède assez de ténacité pour se laisser allonger dans diverses directions sans se briser. Cette propriété existe avec plus ou moins d'intensité dans toutes les argiles. Cette pâte desséchée, conserve de la solidité; exposée à une chaleur rouge, elle en acquiert encore plus, et devient même tellement dure qu'elle peut étinceler par le choc de l'acier. Alors, elle a perdu la propriété de se délayer dans l'eau et de faire pâte avec elle.

Ces deux caractères conviennent à toutes les argiles. Il est vrai qu'ils ne sont pas portés dans toutes au même degré d'intensité, mais ils s'y manifestent toujours plus ou moins.

Les argiles sont infusibles par elles-mêmes, mais elles le deviennent par l'action de la potasse, de la soude, de la baryte, de la chaux, des oxides de plomb, de fer ou de manganèse et d'un grand nombre d'autres. Dans la nature, on trouve des mélanges argileux contenant de la chaux, des oxides de fer ou de manganèse, et la présence de ces substances, lorsqu'elles y sont en quantité suffisante, rend les argiles fusibles.

Non-seulement l'action du feu durcit les argiles et tous les mélanges terreux dans lesquels cette terre domine par ses propriétés, mais elle leur fait éprouver une diminution de volume nommé retrait, qui varie selon les circonstances. En diminuant de volume elles perdent une partie de leur poids, ce que l'on doit attribuer en partie à l'eau qu'elles retiennent avec une grande force, et qu'elles n'abandonnent totalement que par un feu violent.

Les argiles doivent à cette affinité pour l'eau, une autre propriété qu'on remarque dans la plupart de leurs variétés : c'est la faculté d'absorber ce liquide avec vivacité et même sifflement, et de s'attacher à la langue en s'emparant promptement de l'humidité qui est constamment répandue à sa surface. On dit des argiles et de quelques autres pierres qui ont cette faculté, qu'elles happent à la langue. Enfin, la plupart des argiles sont douces au toucher, se laissent couper au couteau, et même polir avec le doigt.

Les matières qui altèrent la pureté des argiles sont la silice, l'oxide de fer, le carbonate de chaux, la magnésie, le sulfure de fer et les combustibles végétaux, en partie décomposés. La silice leur donne de l'âpreté; elle leur ôte quelquefois leur liant et leur ténacité. L'oxide de fer les colore et leur donne de la fusibilité, soit avant, soit après l'action du feu. Le sulfure de fer, en se décomposant, y introduit de l'oxide de fer.

Le carbonate de chaux, en quantité suffisante, leur donne la propriété de faire effervescence avec les acides, et leur communique une grande fusibilité. Enfin la magnésie leur imprime quelquefois un caractère particulier d'onctuosité.

Voici les principales variétés d'argile.

1° *Collyrite*. C'est une argile infusible, blanche, assez tenace, laissant suinter l'eau par la pression ; elle retient

ce liquide avec une très-grande force. Elle se sépare, par la dessication en prismes basaltiques, comme l'amidon. Elle est absolument infusible, et se délaye sans effervescence, dans l'acide nitrique. Elle absorbe l'eau avec sifflement et devient transparente à la manière des opales, en tout ou en partie. Cette argile est composée de :

1 at. alumine	= 643,33	ou bien	42,46
1 at. silice	= 192,60		13,14
12 at. eau	= 675,00		44,40
1 at. collyrite	= 1510,93		100,00

2° *Kaolin.* Les kaolins sont friables et maigres au toucher, et font difficilement pâte avec l'eau. Séparés des parties étrangères auxquelles ils sont mélangés ordinairement, ils sont absolument infusibles au feu des fours de porcelaine, et n'y acquièrent point de couleur; ils y durcissent comme les autres argiles, et peut-être encore plus qu'elles, mais ils n'acquièrent pas d'aggrégation, du moins lorsqu'ils sont purs. Les vrais kaolins sont presque tous d'un beau blanc; quelques-uns tirent sur le jaune ou le rouge de chair; plusieurs de ces derniers acquièrent, par le feu, une teinte grise, qui ne permet pas de les employer dans la fabrication de la belle porcelaine; la plupart présentent des parcelles de mica qui décèlent leur origine. Presque toutes ces argiles sont évidemment dues à la décomposition de la Pegmatite, roche composée de felspath et de quarz.

Voici l'analyse de quelques kaolins, par M. Berthier.

	Saint-Yricix. près Limoges.	Schneeberg en Saxe.
Silice	46,8	43,6
Alumine	37.3	37,7
Potasse	2,5	0,0
Peroxide de fer	0,0	1,5
Eau	13,0	12,6
	99,6	95,4

Le kaolin de Saint-Yrieix, lavé et sec, contient donc 56 de silice et 44 d'alumine, ce qui le rapproche beaucoup d'un silicate d'alumine contenant autant d'oxigène dans la

base que dans l'acide. Celui-ci serait formé de 48 alumine et 52 silice. Rose a analysé un kaolin qui lui a offert cette composition.

3° *Argile plastique.* Elle est compacte, douce et presque onctueuse au toucher; elle se laisse même polir par le doigt. Lorsqu'elle est sèche, elle prend beaucoup de liant avec l'eau, et donne une pâte tenace, que les ouvriers nomment longue; quelquefois même elle acquiert dans l'eau un peu de translucidité. Elle est infusible au feu de porcelaine, et y prend une grande solidité.

Parmi ces argiles, les unes restent blanches, ou même perdent leur couleur au feu de porcelaine : les autres deviennent d'un rouge quelquefois assez foncé.

Sous le rapport de la composition, l'argile plastique se divise en deux variétés bien distinctes. En voici quelques exemples, d'après M. Berthier.

Argile plastique.	Silice.	Alumine.	Peroxide de fer.	Usages.
De Forges-les-Eaux	73	27	trace.	Creusets de verrerie.
De Saint-Amand....	73.3	24	2,7	Grès.
De Stourbridge......	73,4	24,6	2,0	Creusets pour verre et acier.
De Montereau.......	73	27	trace.	

Dans cette variété, la silice contient trois fois l'oxigène de la base. Dans la suivante elle n'en contient que le double environ.

Argile plastique.	Silice.	Alumine.	Peroxide de fer.	Usages.
D'Abondant	59	41	trace.	Cazettes à porcelaine.
Du Devonshire......	57	43	trace.	Faïence fine anglaise.
D'Audennes, près Namur	64,3	33,3	2,5	Creusets à laiton.

4° *Argile smectique* ou *terre à foulon.* Elle est grasse au toucher, et se laisse polir avec l'ongle; elle se délite promptement dans l'eau, y forme une espèce de bouillie, mais n'y acquiert pas une grande ductilité; elle contient souvent de la magnésie; quelques-uns de ses caractères extérieurs paraissent être même une suite de la présence de cette terre qui communique ordinairement une sorte d'onctuosité aux pierres dans lesquelles elle entre en certaine quantité.

Les couleurs de cette argile sont très-variables. La plus ordinaire est le gris jaunâtre et le vert olive; il y en a aussi de brunes, de couleur rouge de chair; sa cassure est aussi très-variable, tantôt raboteuse, tantôt schisteuse, quelquefois conchoïde.

Elle est assez compacte et happe très-peu à la langue. Plusieurs variétés d'argile smectique noircissent par un premier feu, et deviennent blanches ensuite; ce qui indique la présence d'une matière combustible. Enfin, elles se fondent à un feu plus violent.

5° *Argile figuline.* Ces argiles ont presque toutes les propriétés extérieures des argiles plastiques; beaucoup sont comme elles douces au toucher, et font avec l'eau une pâte assez tenace; mais elles sont en général moins compactes, plus friables; elles se délaient plus facilement dans l'eau. Plusieurs aussi sont très-colorées, et loin de perdre cette couleur par la cuisson, elles deviennent souvent d'un rouge très-vif; enfin, elles ont une cassure irrégulière, raboteuse et nullement lamelleuse. Quoique douces au toucher, elles n'ont pas ordinairement l'onctuosité des argiles à foulon. Quelques-unes font une effervescence légère avec les acides, et ces dernières se rapprochent tellement des marnes qu'il est difficile de les distinguer. C'est la chaux et le fer que ces argiles contiennent qui les rendent fusibles à une chaleur souvent fort inférieure à celle que les argiles précédentes peuvent supporter sans altération. Ces argiles sont employées dans la fabrication des faïences et poteries grossières, à pâte poreuse et rougeâtre.

Voici l'analyse de deux de ces argiles.

	Argile de Provins, d'après M. Aubert.	Argile de Livernon (Lot), d'après M. Berthier.
Silice	57	60
Alumine	37	30
Peroxide de fer	1,7	7,6
Chaux	4,0	2,4
	99,7	100,0

5° *Argile-marne*. Elle varie en consistance, mais elle n'est jamais assez dure pour ne pouvoir point se délayer dans l'eau; elle est au contraire plus ordinairement très-friable, et même quelquefois pulvérulente. Le passage de l'humidité à la sécheresse suffit souvent pour en désunir les parties; elle tombe en poussière dans l'eau, et forme avec elle une pâte qui n'a point de liant. Elle fait une violente effervescence avec l'acide nitrique, et souvent cet acide dissout plus de la moitié du mélange. Elle se fond facilement au chalumeau. Sa cassure est toujours terreuse, sa texture est souvent feuilletée, et dans ce cas elle ne se distingue de l'argile feuilletée que par l'action de l'acide nitrique et par sa fusibilité facile.

Voici la composition de quelques marnes, analysées par M. Buisson.

	De Belleville, près Paris.	De Viroflay, près Versailles.
Silice	46	29
Alumine	17	11
Peroxide de fer	6	6
Carb. de chaux	28	52
	97	98

CHAPITRE VII.

Alun.

1297. Nous avons déja fait suffisamment connaître la composition et les propriétés de l'alun, il nous reste à nous occuper de la préparation en grand de ce sel. Jusques au quinzième siècle, tout l'alun consommé en Europe nous est venu du Levant. C'est à *Rocca*, aujourd'hui *Edesse*, en Syrie, que cet alun dit *de roche*, était fabriqué. Jean

de Castro, Génois, qui avait eu l'occasion de voir la fabrication de l'alun en Syrie, fut frappé de l'abondance du houx aux environs de la Tolfa; il avait observé la même chose en Syrie, et il fut conduit à rechercher à la Tolfa le minerai d'alun qu'il ne tarda pas à y découvrir. Dès ce moment, la fabrication de l'alun fut acquise à l'Italie. Plus tard, dans le seizième siècle, on découvrit l'art d'extraire l'alun au moyen des schistes pyriteux. Enfin, pendant la révolution française, les progrès de la science ont permis de faire de l'alun de toutes pièces; c'est ce que M. Chaptal a réalisé le premier. On peut se procurer l'alun par l'un de ces procédés qui sont encore en activité aujourd'hui, en divers lieux. Dans les pays volcaniques on rencontre parfois de l'alun tout formé qui résulte vraisemblablement de la réaction de l'acide sulfurique sur les laves qui renferment à la fois la potasse et l'alumine nécessaires; l'acide sulfurique étant lui-même produit par la combustion du soufre avec le contact de l'air humide. Cet alun peut aussi provenir de la calcination du minérai connu sous le nom d'alunite, calcination que la chaleur du volcan opère aisément. Quoi qu'il en soit, on trouve de l'alun tout formé à la Solfatare, on en trouve aussi en Auvergne, etc. Parmi ces aluns natifs, il faut distinguer celui de la grotte d'alun du cap de Misène près de Naples : une efflorescence continuelle le produit sur les parois de la caverne, en petites houppes soyeuses mêlées de grains cristallins. A la Solfatare, cet alun vient s'effleurir à la surface du sol; on augmente ces efflorescences en formant avec le terrain des murs, des grottes, ou en prenant toutes les dispositions qui multiplient les surfaces. Pour extraire l'alun, on prend les portions du terrain, qui paraissent assez chargées, et on les lessive. Les liqueurs de lavage sont soumises à l'évaporation dans des chaudières de plomb que l'on enfonce dans le sol, dont la température est de 40°. Par une première cristallisation, on se procure ainsi des cristaux d'alun impur, que l'on redissout et que l'on fait cristalliser de nouveau.

Mais ce procédé ne fournit que des quantités d'alun si faibles qu'il est inutile d'y insister. La presque totalité de l'alun du commerce résulte des traitements suivans : 1° on se procure du sulfate d'alumine, soit par l'action directe

de l'acide sulfurique sur l'argile, soit par le grillage d'un mélange de sulfure de fer et de schiste alumineux. On transforme ensuite le sulfate d'alumine en alun par l'addition de qualités convenables de sulfate d'ammoniaque ou de sulfate de potasse; 2° on prend le minérai de la Tolfa, on le calcine, et, par des lavages, on en extrait de l'alun tout formé. Ce sont ces procédés que nous allons décrire.

1298. On se procure directement le sulfate d'alumine par un procédé très-simple. On prend pour cela des argiles, autant que possible, privées de carbonate de chaux et de peroxide de fer. On les calcine dans un four à réverbère, tant pour en chasser l'eau, que pour peroxider le fer, et rendre l'alumine plus attaquable par les acides. Toutes ces conditions sont favorables à la fabrication du sulfate d'alumine que l'on veut produire. L'expulsion de l'eau rend l'argile poreuse et capable d'absorber l'acide sulfurique par attraction capillaire. La peroxidation du fer rend ce corps moins soluble dans l'acide sulfurique. Enfin la silice de l'argile, en réagissant sur l'alumine, lui fait perdre son aggrégation, et la rend ainsi plus facile à attaquer par l'acide sulfurique. Il faut donc calciner assez l'argile; mais il faut aussi ne pas la calciner trop. Dans ce dernier cas, elle deviendrait trop dense; elle éprouverait en quelque sorte un commencement de fusion qui rendroit l'action de l'acide fort difficile. On calcine l'argile dans des fours à réverbère, dont la flamme sert ensuite à chauffer deux chaudières d'évaporation, et un bassin destiné à mettre l'acide sulfurique en contact avec les argiles calcinées. Quand l'argile est devenue facile à pulvériser, on met fin à la calcination.

On pulvérise ensuite l'argile avec beaucoup de soin. On passe même la poudre au travers d'un tamis en toile métallique pour être assuré de sa ténuité. C'est sur elle que repose le bon succès de l'opération suivante.

Quand l'argile est réduite en poudre, on la met en contact avec l'acide sulfurique. On prend pour 100 parties d'argile, 45 parties d'acide sulfurique des chambres à 45° de Beaumé. Ce mélange est placé dans un bassin en pierre, recouvert d'une voûte. Les fumées du four à réverbère passent sous cette voûte, et chauffent le mélange pâteux à 70° environ. Au bout de quelques jours, pendant lesquels on a eu soin de le remuer constamment, on retire ce mélange,

et on le dépose dans un endroit chaud, où on l'abandonne pendant un mois ou deux.

Au bout de ce temps, on le lave pour en extraire le sulfate d'alumine formé. On délaye la matière dans des tonneaux, que l'on remplit d'eau. On laisse reposer, et on décante. Les premiers lavages, qui marquent de 15 à 18°, sont soumis à l'évaporation. Les autres servent à lessiver de nouvelle matière, jusqu'à ce qu'ils aient atteint ce degré.

Quand, par l'évaporation, on a porté les lavages à 20° de Beaumé, on les conduit dans un bassin pour les éclaircir par le repos. On les décante ensuite pour les évaporer de nouveau, jusqu'à 25° ou 40°, suivant que l'on veut transformer le sulfate d'alumine en alun, par le sulfate d'ammoniaque, ou par celui de potasse.

Le sulfate d'alumine s'obtient, par un procédé tout autre, dans les localités qui fournissent du sulfure de fer disséminé dans des schistes alumineux. Le sulfure de fer seul, par une calcination ménagée, se transforme au contact de l'air en sulfates de protoxide et de sesquioxide de fer. Mais ici la présence de l'alumine rend les résultats différens. Le sulfate de sesquioxide de fer se transforme en sulfate d'alumine, et le sesquioxide devient libre, ou du moins passe à l'état de sous-sulfate; de telle sorte qu'en ayant soin de prolonger l'opération suffisamment, pour que la majeure partie du fer soit peroxidée, on n'obtient pour ainsi dire que du sulfate d'alumine.

Le schiste alumineux le plus convenable est ordinairement noirâtre, velouté, tendre et friable, à cassure lamelleuse. On y rencontre presque toujours des cristaux de sulfate d'alumine et de fer, ou alun de plume. On extrait ce schiste, et on l'abandonne plus ou moins long-temps au contact de l'air; on le grille ensuite. Pour quelques schistes comme celui de Freienwalde, ce grillage n'est même point nécessaire; il suffit d'exposer la matière pendant un an, à l'air. Klaproth pense que, dans ce schiste, le soufre n'est pas à l'état de pyrite. Dans la plupart des cas, on a besoin de griller. Ce grillage se fait en tas, sur une aire battue, et dont le sol a une pente qui vient aboutir à une rigole, au moyen de laquelle les eaux pluviales vont se rendre dans un bassin. On dispose d'abord sur le sol un lit

de fagots de 3 pieds de long sur un de diamètre, dans une longueur de 100 pieds et une largeur de 6 ou 7. On recouvre ce lit d'une couche de schiste de 2 pieds d'épaisseur. On allume les fagots au centre du tas, et on dirige la combustion, en ouvrant çà et là, des évents au moyen de la pioche, pour rendre la combustion plus générale. On dispose ensuite une nouvelle couche de fagots au-dessus du lit de schiste. On recouvre les fagots d'une autre couche de schistes, et l'on attend qu'elle soit embrasée à son tour pour continuer l'élévation du tas qui doit se composer de huit à dix couches de chaque, et se terminer par une couche de schiste très-menu, destinée à garantir le tas des eaux pluviales. La combustion dure six semaines, ou, au plus, deux mois. Quand le schiste est suffisamment chargé de bitume ou de houille, le premier rang de fagots suffit. On n'en met donc pas d'autre, et alors on charge en schiste, à mesure qu'on voit la flamme apparaître sur les divers points du tas.

La présence des cendres provenant de la combustion du bois complique les produits de cette opération. La potasse qu'elle contient donne naissance à du sulfate de potasse, et, par suite, à de l'alun de potasse.

On peut remplacer le bois par de la houille, dans ce grillage. Alors, il se forme encore de l'alun au moyen de l'ammoniaque qui provient de la houille. On a donc ainsi, du sulfate d'ammoniaque, et, par suite, de l'alun à base d'ammoniaque.

Le produit du grillage est très compliqué. Pendant la combustion, il se dégage du gaz sulfureux et du soufre, qui sont perdus pour la formation de l'alun. Mais, malgré cette perte, le résidu retient beaucoup d'acide sulfurique combiné sous diverses formes. Il doit contenir en effet, outre le schiste et le sulfure de fer non altérés, du peroxide de fer, du sous-sulfate de peroxide de fer, du sous-sulfate d'alumine, et probablement de l'alun aluminé; produits qui sont tous insolubles. Il doit contenir, en outre, du sulfate d'alumine, du sulfate d'alumine et de potasse, du sulfate d'alumine et d'ammoniaque, des sulfates de protoxide et de peroxide de fer, du sulfate de protoxide de fer et d'alumine, enfin du sulfate de peroxide de fer et de potasse; produits qui sont tous solubles. Ces pro-

duits ne se rencontrent pas tous en même temps probablement, mais peuvent tous résulter de l'opération du grillage, et varier en quantité, selon sa durée et la température qu'on y a employée.

Parmi les produits solubles, ceux que l'on cherche surtout à recueillir sont l'alun et le sulfate d'alumine. On soumet, pour cela, le schiste grillé à trois ou quatre lavages, qui s'opèrent par décantation, quand la matière est très-divisée, et par filtration, à la manière des plâtras salpêtriés, quand elle est suffisamment grossière. On repasse, dans tous les cas, sur des schistes grillés neufs, les eaux de lavage faibles pour les enrichir, etc. On les amène ainsi à 10 ou 12°.

Les eaux de lavage, évaporées jusqu'à 36°, sont ensuite abandonnées au repos, pendant cinq ou six heures. Il s'en précipite des sous-sels insolubles, surtout des sous-sels de peroxide de fer. De là, elles passent dans des cristallisoirs, où elles abandonnent la plus grande partie de l'alun qu'elles contiennent tout formé. On les reprend pour les concentrer jusqu'au degré qui est nécessaire à la cristallisation du sulfate de fer. On les laisse refroidir, et le sulfate de protoxide de fer cristallise en partie. On reprend les eaux-mères, on les concentre de nouveau, et on obtient, par refroidissement, une nouvelle quantité de sulfate de fer. Enfin, par une troisième opération, il en cristallisse encore. Quand la liqueur n'en donne plus qu'avec difficulté, à cause de sa consistance syrupeuse, résultant de la présence du sulfate d'alumine, on la concentre, et on l'amène au point de se prendre en masse par le refroidissement. C'est ordinairement dans cet état, qu'elle sort de ces fabriques pour passer entre les mains des fabricans d'alun. Quant à l'alun obtenu en premier lieu, on le redissout, on le fait cristalliser de nouveau, et on le livre au commerce.

Quand on s'est procuré le sulfate d'alumine par l'un ou par l'autre de ces procédés, on le transforme en alun, soit en le combinant avec le sulfate de potasse, soit en le combinant avec le sulfate d'ammoniaque, soit enfin en le combinant avec l'un et l'autre de ces sels à la fois (1).

(1) Il ne paraît point qu'on ait essayé d'appliquer en grand dans les fabriques françaises, le procédé en usage à Freienwalde. Il consiste à traiter le mélange de sulfate de fer par le chlorure de po-

Le sulfate d'ammoniaque employé pour faire l'alun, provient du traitement des produits de la distillation des matières animales. Le sulfate de potasse résulte de la fabrication de l'acide sulfurique ou bien de la fabrication de l'acide nitrique. Dans tous les cas, il faut déterminer, par un essai, la richesse de ces sulfates, ainsi que celle du sulfate d'alumine que l'on veut traiter (1).

D'après l'essai des deux matières, on calcule les poids de chacune d'elles qui doit entrer dans la composition du mélange destiné à former l'alun. L'opération à faire ensuite, a pour objet de se procurer d'abord de l'alun en petits cristaux ou en poudre, afin que des lavages, à courte eau, puissent aisément le débarrasser de tous les sels étrangers. Enfin ces cristaux purifiés sont repris et transformés, par une cristallisation convenable, en alun en grandes masses.

D'après cela, il est évident que le mélange des sels doit

tassium. Il se produit ainsi de l'alun de potasse qui cristallise, et du chlorure de fer qui reste dans les eaux mères, à raison de sa déliquescence qui est très-grande. Si ce procédé était susceptible d'être mis en pratique avec avantage en France, on trouverait dans les sels de Wareck une matière première très-favorable. Peut-être pourrait-on, au moyen du sel marin, opérer une décomposition analogue et faire ainsi l'alun de soude.

(1) Pour cela, on détermine la quantité de chlorure de barium que le sulfate d'ammoniaque peut précipiter. On se sert d'une dissolution de chlorure de barium titrée et on opère à la manière d'un essai alcalimétrique.

Pour le sulfate de potasse, on en prend 5 ou 6 gram., que l'on mêle avec la moitié en poids de carbonate d'ammoniaque; on chauffe le mélange au rouge pendant un quart d'heure. Cette opération enlève l'excès d'acide sulfurique, s'il y en a, et ramène le sulfate de potasse à l'état neutre. On dissout ensuite le sel dans l'eau et on l'apprécie par le chlorure de barium.

Enfin, pour analiser le sulfate d'alumine, on en dissout dans l'eau 5 grammes et on y verse un excès d'ammoniaque. Le précipité bien lavé est traité par la potasse caustique, qui dissout l'alumine et laisse l'oxide de fer. La dissolution alumineuse est traitée par l'acide hydrochlorique en petit excès, puis, précipitée par un excès d'amonniaque. On obtient ainsi l'alumine pure, qu'on pèse après l'avoir bien lavée et chauffée au rouge. Son poids permet de calculer celui du sulfate d'alumine.

se faire dans des liqueurs assez concentrées pour qu'il y ait précipitation subite de l'alun formé. Quand on se sert de sulfate de potasse, on en fait la dissolution bouillante; quand on emploie le sulfate d'ammoniaque on le dissout à froid; enfin, quand on emploie les deux sels, on les dissout dans l'eau tiède en prenant quatre parties de sulfate d'ammoniaque pour une partie de sulfate de potasse. On verse ces dissolutions, par portions, dans le sulfate d'alumine dissous dans l'eau tiède, en agitant continuellement. L'alun se forme de suite et se dépose en poudre. On laisse reposer la masse et on décante l'eau-mère. Celle-ci, évaporée dans une chaudière à fond plat semblable à celle dont se sert dans le raffinage du salpêtre, donne, pourvu qu'on l'agite sans cesse avec des rabôts, un alun aussi pulvérulent que le premier. On réunit les deux aluns dans des caisses semblables à celles qu'on emploie pour le lavage du salpêtre, et on les lave d'abord avec des eaux presque saturées de sulfate de fer, puis avec des eaux qui contiennent de moins en moins de ce sel; ces eaux sont toujours saturées d'alun. On termine en les lavant avec de l'eau saturée d'alun presque pur, puis avec de l'eau pure en petite quantité. Le premier lavage évaporé donne du sulfate de fer par cristallisation; les autres servent à laver de nouvel alun. Le dernier donne la solution d'alun pur dont on a besoin.

Pour donnner à l'alun la forme commerciale, on le dissout dans l'eau de manière que la dissolution marque 48 à 50° de Beaumé. La dissolution bouillante est portée dans les cristallisoirs, où elle se prend en masse, par le refroidissement. Ces cristallisoirs sont formés de trois pièces; un fond circulaire revêtu d'une lame en plomb et des parois susceptibles de se démonter en deux parties égales au moyen de boulons d'assemblage. Ces cristallisoirs ont la forme d'un cône tronqué, dont le fond forme la grande base. Quand la cristallisation est opérée, on écoule l'eau-mère, on démonte le cristallisoir et on brise les masses; l'alun dans cet état peut servir à presque toutes les opérations de la teinture. Cependant, comme il contient encore un peu de sulfate de fer, il donnerait sur la soie des jaunes ternes. Pour cet emploi et quelques autres, on fait de l'alun *à l'épreuve du prussiate*, qui doit en effet rester in-

colore et ne pas bleuir, quand on arrose les cristaux réduits en poudre avec une dissolution de cyanoferrure de potassium.

Pour obtenir cet alun, on redissout le précédent et on maintient la dissolution à 30° de Beaumé. Cette liqueur versée dans les cristallisoirs, y dépose des cristaux peu volumineux d'une pureté parfaite. Les eaux-mères très-abondantes servent à refaire de l'alun ordinaire (1).

1299. C'est par un procédé bien différent que l'on se procure l'alun de Rôme. Ici, l'on fait usage de l'*alunite*, minéral dont M. Cordier nous a fait connaître la composition exacte. Il est formé de

2 at. sulfate de potasse. . .	2178	ou bien	18,53
2 at. sulfate d'alumine. . .	4293		38,50
5 at. hydrate d'alumine . .	4903		42,97
1 at. alunite.	11374		100,00

Pour transformer ce composé en alun, il faut donc lui enlever les 5 atomes d'hydrate d'alumine.

Mais cette composition, qui est celle de l'alunite pure, n'est presque jamais réalisée par l'alunite ordinaire. Celle-ci renferme à l'état de mélange diverses substances dont il faut tenir compte. Voici les résultats de l'analyse de quelques alunites.

Composition des Alunites.	De la Tolfa, d'après Vauquelin.	De la Tolfa, d'après, Klaproth.	De la Hongrie, d'après Klaproth.	De Montione, d'après Descostils.	Du Mont-Dore, d'après M. Cordier.
Acide sulfurique.	25,0	16,5	, 5	35,6	27,3
Alumine.	43,9	19,0	9,15	40,0	31,8
Potasse.	3,1	4,0	2,10	13.8	5,8
Eau.	4,0	3,0	7,10	10,0	3,7
Silice.	4,0	56,5	62,3	»	28,4
Oxide de fer. . .	»	»	»	»	1,4
Perte.	»	1,0	1,7	»	1,6

(1) Comme il est rare que les eaux qu'on emploie à ces dissolutions ne contiennent pas un peu de carbonate de chaux, il y a

Dans la plupart des alunites, outre les principes essentiels à la pierre, il existe donc de la silice, un peu d'oxide de fer quelquefois et souvent de l'alumine en excès.

L'alunite pure est cristallisée ou en masse cristalline; impure, elle est amorphe, et au lieu d'être blanche, elle est colorée en rougeâtre ou en jaunâtre. Sa densité est de 2,7, quand elle est pure. Exposée à la chaleur, elle perd son eau à une température bien au-dessous du rouge. Au rouge, le sulfate d'alumine se décompose en alumine, acide sulfureux et oxigène. A la chaleur blanche, le sulfate de potasse se décompose lui-même en acide sulfureux et oxigène, et la potasse se combine, soit avec l'alumine, soit avec la silice. L'eau est sans action sur l'alunite. Quand celle-ci a perdu son eau par la calcination, l'eau l'attaque aisément et dissout de l'alun. Quand enfin l'alunite a été fortement chauffée, l'eau ne peut plus l'attaquer.

D'après ces résultats, il est facile de concevoir comment on traite l'alunite pour en extraire l'alun. La mine divisée en fragmens est calcinée, soit en tas, soit dans des fours semblables aux fours à chaux, soit encore dans des fours à réverbère; dans ce dernier cas, on la casse en morceaux plus menus. Cette calcination présente une difficulté que l'on ne peut lever qu'en faisant usage de fours à réverbère. En effet, la pierre doit être chauffée au point de perdre son eau et non pas au point où le sulfate d'alumine se décompose, et à plus forte raison au point où le sulfate de potasse lui-même commence à s'altérer. Dans le grillage en tas ou en fours à chaux, on est forcé d'employer la pierre en masses assez volumineuses, ce qui en raison de son imparfaite conductibilité, ne permet guères aux parties centrales d'être portées à la température convenable, qu'autant que les parties extérieures sont déjà chauffées au rouge. De là, une perte qu'on évite en calcinant la matière pulvérisée dans des fours à réverbère.

L'alunite calcinée est placée ensuite sur une aire battue,

toujours un peu d'alun décomposé. Il se dépose de l'alun aluminé. La perte résultant de cette cause doit varier; mais d'après M. Payen, elle peut aller jusques à 2/100, de l'alun pur obtenu à chaque dissolution. Presque toujours, elle peut être prévue et calculée, d'après la composition de l'eau employée.

entourée d'une rigole qui communique avec un réservoir. On arrose d'eau les couches d'alunite que l'on y dépose et dont on forme un tas plus ou moins considérable. La masse se réduit peu à peu en pâte, et au bout d'un ou deux mois, on peut la soumettre au lessivage. Ce lessivage, qui doit être fait par les procédés ordinaires, donne des eaux saturées d'alun et un résidu boueux. Les liqueurs évaporées dans des chaudières de plomb donnent de l'alun octaédrique, cubo-octaëdrique ou cubique, suivant les circonstances de température. Dans les premiers momens de la cristallisation, l'alun est octaëdre, il passe ensuite au cubo octaëdre et enfin au cube, à mesure que la liqueur se refroidit.

Leblanc s'est assuré, en effet, que si l'on fait bouillir de l'eau et de l'alumine, on obtient par l'évaporation de la liqueur filtrée, un magma que l'eau froide dissout en partie. La nouvelle dissolution fournit des cristaux cubiques, par une évaporation spontanée. D'après cela, il fut conduit à traiter par l'alumine, une dissolution froide d'alun; elle donna encore des cristaux cubiques quand on la soumit à une évaporation spontanée. Une petite quantité d'alumine suffit pour produire cet effet; un grand excès donnerait de l'alun aluminé. M. D'Arcet a vu de son côté, que l'alun cubique dissous dans de l'eau au-dessous de 40° c. ne s'altérait point et pouvait être reproduit par la cristallisation. Mais si la température de l'eau est plus élevée, l'alun cubique se décompose, il y a précipitation d'alun aluminé, et la liqueur ne donne plus que des cristaux octaëdriques.

On conçoit, d'après cela, que l'alun de Rome qui est dissous en présence d'une grande quantité d'alumine, doit être de l'alun cubique. Quand, par l'évaporation, on a porté la liqueur à une température élevée, il y a dépôt d'alun aluminé et l'alun devient octaëdre. Mais à mesure que la température baisse, l'alun aluminé se redissout et on refait de l'alun cubique.

Il est donc facile, en ajoutant à l'alun ordinaire un peu d'alumine, de le transformer en alun cubique, pourvu que la liqueur ne soit chauffée qu'à 40°, et que l'évaporation s'opère spontanément.

CHAPITRE VIII.

Des diverses pierres à chaux et des mortiers qui résultent de leur emploi.

1300. La fabrication de la chaux et du mortier remonte à une époque reculée. Les anciens, et les Romains en particulier, connaissaient à cet égard des procédés dont leurs monumens attestent encore l'efficacité. Cependant une théorie sûre de la formation des mortiers paraît difficile à établir pour le moment, quoique des observations récentes permettent de poser des principes de pratique suffisans pour le plus grand nombre des cas. Ces observations sont dues, pour la plupart, à M. Vicat, qui s'est empressé d'en publier les résultats et d'en indiquer les applications avec une générosité rare et digne des plus grands éloges. MM. John et Berthier se sont également occupés de ce sujet avec un grand succès, et l'attention, éveillée par ces recherches récentes, a conduit beaucoup d'ingénieurs à des découvertes dignes de la plus grande attention. Nous allons essayer de faire connaître l'ensemble de ces travaux.

On donne le nom de pierre à chaux à toute matière minérale renfermant au moins la moitié de son poids de carbonate de chaux, et qui, après avoir été calcinée pour en expulser l'acide carbonique, jouit de la propriété d'absorber l'eau avec ou sans dégagement de chaleur, de se déliter en passant à l'état d'hydrate et de se solidifier au bout de quelque temps d'exposition à l'air ou sous l'eau.

L'emploi de la chaux, dans les mortiers ou les cimens, exige toujours cette calcination préalable destinée à trans-

former le carbonate de chaux en chaux libre, désignée souvent sous le nom de *chaux vive* ou *chaux caustique*.

La quantité de chaux qui se consomme est immense, il est donc nécessaire d'introduire les procédés les plus économiques dans sa fabrication. D'un autre côté, la solidité et la durée des édifices les plus importans dépend tellement de la qualité de la chaux dont on a fait usage, qu'on ne saurait trop donner d'attention au choix des matières qu'on emploie pour la produire, et aux conditions de calcination qui pourraient en altérer la qualité.

Calcination de la chaux.

1301. La calcination de la chaux peut s'effectuer de diverses manières. Elle exige quelques conditions simples et faciles à réaliser. Le carbonate de chaux doit être porté au rouge pour que son acide se dégage, et il doit être maintenu à cette température pendant plusieurs heures pour que la décomposition soit complète. En général, le temps nécessaire à l'entière expulsion de l'acide sera d'autant plus long que les morceaux seront plus volumineux, plus denses et plus secs. L'opération sera plus courte avec des pierres à chaux de petit volume, légères et humides. On conçoit en effet, que les parties intérieures des gros fragmens ne reçoivent la chaleur qu'au travers d'une enveloppe peu conductrice et que d'ailleurs l'acide carbonique a une espèce de pression à vaincre pour s'échapper. On peut expliquer de deux manières, l'influence de l'eau, qui du reste n'est pas douteuse. Ou bien elle agit sur le carbonate en formant un hydrate éphémère et prenant la place de l'acide carbonique pour un temps très-court, puisque l'hydrate de chaux lui-même est décomposé par une chaleur rouge. Ou bien encore, l'eau étant décomposée par le charbon employé comme combustible, se transforme en gaz divers dont l'hydrogène carboné fait partie. Celui-

ci réagissant sur l'acide carbonique du carbonate, tend à le faire passer à l'état d'oxide de carbone et facilite ainsi sa séparation du carbonate de chaux.

Ainsi la pierre à chaux nouvellement extraite, et par conséquent encore humide, doit être plus facile à calciner que la pierre presque sèche. La plupart des chaufourniers connaissent bien ce fait et ils arrosent avec de l'eau, la pierre trop anciennement tirée de la carrière, avant que d'en charger leurs fours.

La chaux qu'on doit obtenir sera, généralement, d'autant meilleure que la pierre employée sera plus dense. La densité des bonnes pierres à chaux naturelles varie de 2,500 à 2,700. Aux environs des carrières de marbre, les chaufourniers, emploient comme pierre à chaux, les morceaux de marbre qui ne sont pas susceptibles d'être travaillés, et les déchets ou petits éclats qui se font dans l'exploitation des blocs. La chaux préparée avec cette matière est la plus pure que l'on puisse préparer en grand.

1302. Du reste la calcination de la chaux peut s'effectuer *sans four*, *à four intermittent*, ou bien *à four coulant*, c'est-à-dire *continu*. Comme combustible on peut se servir de bois, de houille, d'anthracite ou de tourbe. Ces deux derniers sont les plus économiques, aussi sont-ils préférés partout où on les rencontre en quantité convenable.

On a fait beaucoup d'essais pour perfectionner la construction des fours à chaux; la société d'encouragement a provoqué des recherches en proposant un prix assez considérable. MM. Deblinne et Donop, ingénieurs et fabricans distingués, ont mérité cette récompense. La forme des fours qui leur a paru préférable relativement à l'emploi de la tourbe, est, à de légères modifications près, la même qui a été reconnue la meilleure en Prusse pour la calcination de la chaux, par le charbon de terre.

Du reste ce four est intermittent et ne diffère de l'an-

cien four à chaux que par les proportions intérieures du foyer et de l'espace occupé par la chaux.

1303. *Cuisson en tas.* Les chaufourniers du pays de Galles, dans quelques localités, disposent la pierre calcaire en grands tas, sans la briser en morceaux aussi petits que dans le procédé ordinaire, et la calcinent à la manière usitée pour carboniser le bois. Pour empêcher la flamme de s'échapper par le haut et les côtés de ces tas, on les enveloppe de terre et de gazon, et l'on régularise la chaleur de manière que, malgré le grand volume des morceaux de pierre calcaire, toute la masse est parfaitement calcinée. La chaux obtenue par ce procédé, est constamment préférée, à prix égal, à celle préparée par les fours. Il y a long-temps que dans le Yorkshire, le Shropshire et en Écosse, cette manière de préparer la chaux est en usage.

On s'en est servi à Ath, en Belgique, il y a peu de temps, avec succès. La pierre à chaux stratifiée avec de la houille en cones tronqués de 5 mètres de diamètre à la base et de 3,5 mètres au sommet exigeait six à huit jours pour sa calcination complète. Du reste, l'opération se conduit exactement comme lorsqu'il s'agit de faire le charbon de bois. Même disposition pour la cheminée centrale, même arrangement pour allumer le tas, mêmes soins pour la chemise d'argile ou de terre qui empêche les faux courans d'air, enfin mêmes moyens pour abriter le tas en feu des vents qui troubleraient le tirage.

Ce procédé est évidemment le meilleur, lorsqu'il s'agit de faire de la chaux pendant peu de temps et très-vite, comme cela arrive quand on a des constructions rapides et considérables à exécuter.

1304. *Fours intermittents.* La forme des fours à chaux intermittents et la manière de les diriger varient peu. Le plus souvent, les chaufourniers se contentent de creuser un trou circulaire irrégulier dans les flancs d'une butte,

et en tapissent ensuite les parois au moyen d'une maçonnerie en pierres posées à sec, ou d'un revêtement de mortier de terre, ou enfin, ce qui vaut mieux, d'un mur en briques réfractaires.

Cette chambre ovoïdale, rétrécie à sa partie supérieure, s'ouvre en plein air, et laisse une issue pour la vapeur et la fumée. La pierre calcaire est amoncelée dans ces fours, de manière à former voûte au-dessus du foyer et à laisser des interstices entre les morceaux; la *cuisson* s'en fait avec des fagots ou des bourrées de divers bois. Nous nous arrêterons peu sur ces constructions, parce qu'elles ne présentent pas de bons résultats sous les différens rapports de l'économie du combustible, de la quantité des produits et de leur qualité.

La planche 27, fig. 1, représente la coupe d'un de ces fours. Il est composé d'un espace destiné à recevoir la pierre à chaux et le combustible, d'une conduite pour l'air et d'une ouverture latérale pour introduire le bois.

Le four A, de forme ovoïdale tronqué aux deux bouts, a 4 mètres de hauteur, 3 mètres de diamètre au milieu, 1,5 au gueulard et 2 au fond,

V est la conduite voûtée qui amène l'air sur le combustible par le trou C.

D est l'ouverture par laquelle on jette le bois.

La pierre à chaux est arrangée de manière à former voûte au-dessus de l'âtre. On jette quelques fagots de brindilles sur celui-ci, on les allume et on bouche l'ouverture D au moyen d'un fagot. Dès que celui-ci prend feu, on le pousse sur l'âtre et on le remplace. Au bout de douze heures la calcination est terminée; on recouvre la chaux, on la laisse refroidir et on décharge le fourneau.

Dans les fours même les mieux construits, où l'on emploie du bois de corde fendu, le plus propre à ce genre d'opération, mais aussi le plus cher, il en faut, terme moyen, 1 stère 85 centièmes, pour produire 2 mètres

cubes de chaux de bonne qualité, provenant d'une pierre dure. Si on se sert de *fagots*, on en brûle environ 2 stères 50 centièmes par mètre cube de chaux obtenue.

La consommation du bois peut donc devenir très-importante dans les endroits où ce combustible n'est pas abondant ; d'où résulte un grand dommage pour l'agriculture, la chaux ne se trouvant pas alors à un prix assez bas pour être appliquée à la préparation des engrais. Il est quelquefois avantageux d'employer des bottes de bruyères ou des bourrées de brindilles de bois et menus débris des coupes dans les forêts ; mais ces combustibles légers exigent des soins continuels, et le foyer doit être d'une grande dimension, pour les contenir.

1305. Quand on a de la tourbe on peut en faire usage à la manière du bois. Voici la description du four qui a paru le plus convenable à ce combustible. Nous l'empruntons à M. Payen.

Ce four à chaux construit par MM. Deblinne et Donop est représenté, dans les fig. 2 et 3, par une coupe verticale et une coupe horizontale, à la hauteur de la grille ; les mêmes lettres indiquent, dans ces deux coupes, les mêmes parties du four.

A, niche en avant pour le service du foyer, et pour tirer la chaux du four.

B, embrasure de la porte par laquelle on introduit le combustible, et pour le distribuer sur la grille.

C, grille du fourneau, composée de barreaux mobiles appuyés sur une retraite latérale dans les entailles d'une barre de fer circulaire, et soutenue par une barre transversale D scellée dans la maçonnerie.

Cette grille est préférable aux foyers à claire-voie en briques, qui sont sujets à se détériorer promptement, et ne laissent pas un accès aussi égal à l'air, ni des issues aussi faciles aux cendres.

C', partie inférieure du cendrier où tombent les cendres du combustible.

E E, seconde retraite en briques de champ, destinée à soutenir la pierre calcaire soumise à la calcination.

F F, pieds droits qui font suite à la courbe, tangentiellement à celle-ci. F G et G H, rayons de la courbe des parois, au-dessus des pieds droits.

K, œil du four par lequel on introduit la pierre à chaux, et qui donne issue aux produits gazeux de la calcination.

L, chemise intérieure en briques, qu'il faut réparer ou reconstruire lorsque le feu l'a altérée.

M, maçonnerie en moellons.

Lorsque la construction d'un four est achevée, il faut le laisser pendant quelques jours sécher spontanément; on y allume ensuite un peu de feu, qu'on augmente graduellement, afin que le retrait du mortier puisse s'opérer sans causer de larges fissures, ce qui aurait lieu par un dessèchement trop rapide. Lorsque la maçonnerie est suffisamment *sèche*, on dispose dans l'intérieur du four les fragmens de pierre à chaux sous forme d'une voûte hémisphérique, avec les plus gros morceaux, et en ménageant le plus possible d'interstices pour livrer à la flamme un accès facile. On y parvient facilement en composant la voûte sphéroïde de chaînes de grosses pierres espacées de 2 à 3 pouces; on met des cales entre ces chaînes pour maintenir leur écartement. La voûte une fois achevée, on ajoute les pierres à chaux pêle-mêle, en laissant toutefois le plus possible d'intervalle entre ces pierres. On a le soin de rassembler les plus grosses au milieu de la masse où le degré de température est le plus élevé; celles de grosseur moyenne se trouvent plus près de la paroi latérale; enfin, on réserve les plus petites pour remplir la partie supérieure du four.

Lorsque le four est rempli de pierres à chaux, on allume

sur la grille un feu étouffé qu'on entretient pendant 10 ou 12 heures : la fumée noircit les pierres et sort en abondance par le haut du fourneau. Cette opération que l'on nomme le fumage a pour but de laisser à toute la masse le temps de s'échauffer peu à peu. Si on chauffait vite, les morceaux de pierre compacte pourraient s'éclater par l'expansion trop rapide des vapeurs, déterminer la chute des chaînes de la voûte et causer l'affaissement de toute la masse des pierres calcaires que renferme le four.

On augmente ensuite le feu, mais toujours graduellement. Quand depuis la base jusqu'au tiers environ de la hauteur totale le four est chauffé au rouge presque blanc, il faut soutenir le feu d'une manière égale, et bien prendre garde qu'un refroidissement partiel ait lieu. Si par exemple, un courant d'air froid venait à faire noircir la pierre déjà rougie, la fournée pourrait être manquée complétement.

La flamme gagne peu à peu les parties supérieures, et finit par sortir au haut du four. Quelques heures avant la fin de l'opération, on observe un tassement d'environ un sixième de la hauteur totale de la charge, et la flamme sort au-dessus de la plate-forme, presque sans fumée : c'est un indice certain que la calcination est près d'être terminée. On doit alors diminuer graduellement l'intensité du feu, jusqu'à la fin de l'opération.

La tourbe présente des avantages marqués, comparativement au bois. On peut, dans le four que nous avons décrit, calciner 1 volume de chaux avec 2 volumes de tourbe ; c'est-à-dire que 2 stères de tourbe suffisent pour calciner 1 mètre cube de chaux très-bien calcinée : l'avantage de la tourbe sur le bois n'est donc pas douteux. Si l'on ne pouvait se procurer que de la tourbe *mousseuse*, il en faudrait employer environ 3 stères par mètre cube de chaux obtenue.

1306. *Fours continus*. Les fours intermittens ont tous des

inconvéniens réels très-bien signalés par Rumford. Il fit construire à Dublin un four d'essai qui réussit; mais toutefois, il ne paraît point que le genre de construction dont il s'était servi ait été adopté. Ce four, représenté figure 4, réussirait probablement très-bien avec le bois et la tourbe en agrandissant ou en multipliant les foyers d'une manière convenable. Il a été construit pour brûler de la houille.

Ce four se compose d'un foyer A qui est à flamme renversée et par conséquent fumivore, d'un cône B dans lequel s'effectue la calcination de la chaux. Elle se termine à l'endroit où débouche la colonne de flamme. A partir de ce point et en descendant la chaux se refroidit, et toute la chaleur qu'elle perd s'utilise pour l'opération même. On la retire de temps en temps par l'ouverture D, tandis qu'on charge par le gueulard C.

C'est ce fourneau modifié qu'on emploie à Rudersdorf, en Prusse, pour la calcination de la pierre à chaux, avec un mélange de bois et de tourbe, dans la proportion de 1 partie du premier, pour 4 de l'autre. Ce four produit 90 hectolitres de chaux environ par 24 heures; il a 5 Chauffes indiquées dans l'élévation, la coupe verticale, et la coupe horizontale des fig. 5, 6, 7, par les lettres *cc*; *aa*, chemise en briques réfractaires qui forme les parois intérieures; *bb*, intervalle dans la maçonnerie rempli avec des cendres, et qui forme une enveloppe autour de la deuxième chemise *ff*, en briques ordinaires; *ee*, maçonnerie en moellons; *dd*, issues pour la chaux.

1307. On se sert près de Paris, en Belgique, dans le pays de Liége, en Angleterre, de fours *coulans* chauffés avec de la *houille* ou du *coke*, mais sans foyers distincts.

Les parois intérieures de ces fours, d'après M. Kulmann, ont aux environs de Lille la forme d'un cône tronqué renversé, ainsi que le fait voir la figure 10 et 11.

Ces fours sont chargés, par lits alternatifs, de pierre

à chaux et de charbon humecté, dans la proportion de 4 parties de pierres en volume, et d'une de charbon de terre, ou 1,5 de coke; ces quantités pourraient varier suivant la nature de la chaux et la qualité du charbon. On charge le fourneau jusqu'au niveau du bord supérieur, que l'on peut même dépasser de six pouces ou un pied. Les pierres ont un volume de vingt-cinq à trente centimètres cubes environ et pèsent demi-kilog. ou un kilogramme. Pour commencer le feu, on jette quelques fagots dans le four, on les recouvre de houille, on y met le feu et on ajoute ensuite des couches successives de pierre à chaux et de houille, jusqu'à ce que le four soit plein. Lorsque toute la masse est bien échauffée, à l'aide du feu qu'on a allumé au bas du four, et qui doit être augmenté graduellement, le combustible s'allume de proche en proche, et calcine les morceaux de pierres qui l'avoisinent. On reconnaît que la calcination est suffisamment avancée, à une grande diminution dans la fumée, car on voit à peine le feu qui n'est bien vif vers le haut qu'à la fin de la cuisson; on extrait environ les deux tiers de la fournée, puis l'on ajoute sur la partie supérieure, et par lits, une quantité correspondante de pierre et de charbon; on répète cette opération trois fois par jour, et on continue sans interruption de cette manière, en tirant la chaux au fur et à mesure qu'elle est calcinée, jusqu'à ce que le four ait besoin de quelques réparations. Les dimensions de ces fours sont très-variables, mais leur hauteur est toujours double du diamètre du gueulard. Celui qui est représenté dans la fig. 10 et 11 fournit 12 hectolitres de chaux par jour. A Valenciennes, il y a des fours alimentés par le calcaire qui recouvre la houillère, qui peuvent fournir par jour, 100 hectolitres de chaux.

Le four belge (*fig.* 8 et 9) se conduit d'une manière plus continue encore. On charge sans cesse par le gueulard et on retire toujours de la chaux par les huit ouvertures

inférieures. Le four cylindrique représenté dans la planche citée fournit 100 mètres cubes de chaux par jour. Il se termine en bas par une portion de sphère. Ce four est entièrement en briques. D'après M. Demesmay qui en a publié la description, on le met en feu comme le précédent et on emploie la houille à même dose. Mais dès que le four est plein et que le haut commence à rougir, on retire la chaux alternativement par chacun des huit ouvraux inférieurs. La masse s'affaisse dans le four par son propre poids et l'on ajoute de nouvelles couches par le haut au fur et à mesure. Quand la demande cesse, on ferme les ouvreaux, on recouvre le haut avec des pierres et de l'argile et la masse reste incandescente pendant plus de huit jours. Si l'on veut remettre ce four en train, il suffit de dégager les ouvertures. On arrête le feu une fois par an pour réparer le fourneau.

Les *fours coulans* ou *à feu continu*, dans lesquels le combustible est introduit pêle-mêle avec la chaux, ne peuvent guère être chauffés qu'au charbon de terre et ils ne donnent pas ordinairement de la chaux également calcinée; il s'y rencontre beaucoup de *biscuits*, qu'il est nécessaire de séparer.

Caractères des diverses chaux.

1308. La chaux obtenue par ces divers procédés présente des propriétés qui varient suivant la nature des matières employées pour sa confection. Si l'on faisait toujours usage de carbonate de chaux pur, on obtiendrait constamment de la chaux également pure et douée de caractères invariables. Mais les pierres à chaux naturelles diffèrent par leur composition; elles renferment souvent du carbonate de magnésie, du carbonate de manganèse, du carbonate de fer ou de l'argile, et la présence de ces corps altère les propriétés de la chaux d'une manière remarquable et souvent très-utile. Tantôt la chaux obtenue jouit de la faculté d'acquérir, par une exposition longue sous l'eau, une du-

reté comparable à celle des meilleures pierres à bâtir; tantôt au contraire elle conserve sous cette influence son état primitif d'aggrégation, et n'éprouve pas de durcissement prononcé. Nous désignerons les dernières sous le nom de *chaux aériennes*, et les premières sous celui de *chaux hydrauliques*.

Parmi les chaux aériennes on distingue la *chaux grasse*, qui est presque pure, et la *chaux maigre*, qui contient de la magnésie en quantité considérable.

Les chaux hydrauliques peuvent se diviser en *chaux peu hydrauliques* et *chaux très-hydrauliques*. La composition de ces dernières se rapproche de celle d'une qualité précieuse de chaux hydraulique que nous décrirons sous le nom de *ciment romain*, qui est généralement affecté à ce produit maintenant.

On conçoit que les chaux hydrauliques sont préférables pour les constructions submergées, tandis que les chaux aëriennes ne peuvent être employées que pour les constructions exposées à l'air. Quant à la matière qu'on désigne sous le nom de *ciment*, c'est une variété inestimable de chaux qui contracte également sous l'eau et à l'air une dureté remarquable et dans un court espace de temps.

1309. Examinons d'abord la composition et les caractères des chaux non hydrauliques. En premier lieu se place la chaux pure, provenant du marbre blanc ou de la craie. Mais on peut en retrouver les caractères dans des mélanges faits entre certaines limites, ainsi que l'établissent des expériences très-exactes de M. Berthier, sur un certain nombre de pierres à chaux dont nous joignons ici les caractères, le gisement et l'analyse d'après cet habile chimiste.

On voit d'après ces deux tableaux, 1° que les pierres calcaires qui sont à peu près pures produisent toujours de la chaux grasse, ainsi que l'ont annoncé M. Vicat et M. John, et 2° que les pierres calcaires très-mélangées, mais qui ne renferment pas d'argile, produisent de la chaux maigre, mais non hydraulique.

CALCAIRES A CHAUX GRASSES.	1	2	3	4	5	6
Carbonate de chaux. . . .	97,0	96,5	98,5	95,0	94.0	87,2
Carbonate de magnésie. . .	2,0	2,0	. . .	1,3	1,6	10,0
Carbonate de fer	. . .	. . .	. . .	1,5		
Oxide de fer.	1,0	1,5	1,5	2,2	3,9	2,8
Chaux qu'ils produisent.						
Chaux.	96,4	95,4	97,2	93,5	91,6	86,0
Magnésie.	1,8	1,8	. . .	1,0	1,5	9,0
Argile.	1,8	2,8	2,8	4,0	6,9	5,0
Oxide de fer, etc.	. . .	. . .	. . .	1,5		

(1) Calcaire d'eau douce de Château-Landon, près Nemours (Seine-et-Marne); compacte, jaunâtre, un peu cellulaire, sonore; donne de la chaux très-grasse.

(2) Calcaire de Saint-Jacques; compacte, jaunâtre, un peu saccaroïde; il fait la base des montagnes du Jura; il donne une chaux très-grasse.

(3) Calcaire grossier de Paris; donne une chaux très-grasse.

(4) Calcaire qui forme le toit de la mine de fer de la Voûte (Ardèche); compacte, blanc jaunâtre; il est d'une formation contemporaine au calcaire du Jura; donne une chaux grasse.

(5) Calcaire de Lagneux (Ain); compacte, d'un gris jaunâtre peu foncé; il donne de la chaux grasse qui est très-employée à Lyon.

(6) Calcaire d'eau douce de Vichy (Allier); compacte, cellulaire, blanc jaunâtre; donne de très-bonne chaux, mais médiocrement grasse.

CALCAIRES A CHAUX MAIGRE.	1	2
Carbonate de chaux. . . .	74,5	60,9
Carbonate de magnésie . .	23,0	30,3
Carbonate de fer	. . . .	3,0
Carbonate de manganèse. .	. . . .	6,0
Argile (silice alumine). . .	. . . .	. . . .
Oxide de fer.	1,2	. . . .
Chaux qu'ils produisent.		
Chaux.	78,0	60,0
Magnésie.	20,0	26,2
Argile.	2,0	. . . .
Oxide de fer, etc.	. . . .	13,8

(1) Calcaire des environs de Paris, et qui paraît appartenir à la formation d'eau douce; compacte, jaunâtre; donne de la chaux maigre, mais non hydraulique.

(2) Calcaire de Villefranche (Aveyron); lamellaire, de couleur ocracée; la chaux qu'on en a obtenue dans une expérience en petit s'est trouvée très-maigre, sans être hydraulique.

1310. Lorsqu'on verse de l'eau sur la chaux provenant de la craie, du marbre ou des chaux grasses ci-dessus désignées, il y a un dégagement considérable de chaleur, la masse se délite avec un craquement très-marqué, bientôt elle augmente beaucoup de volume, se réduit en poudre, et par l'addition d'un peu d'eau, forme une bouillie pâteuse. On désigne plus particulièrement sous le nom de chaux grasses, celles qui donnent lieu à des pâtes fortes et liantes.

Les chaux maigres s'échauffent moins, augmentent

moins de volume et donnent lieu à une pâte courte et peu liante.

Les unes et les autres, réduites en pâte et placées sous l'eau, peuvent s'y conserver pendant plusieurs siècles, à l'état pâteux. Mais si après les avoir amenées à l'état pâteux, on les expose à l'air dans un lieu abrité, elles perdent une partie de l'eau qu'elles avaient absorbée et s'emparent peu à peu de l'aide carbonique contenu dans l'atmosphère. Elles acquièrent de cette manière une dureté très-remarquable et deviennent même susceptibles d'un beau poli. Ces caractères sont plus prononcés dans les chaux grasses que dans les chaux maigres.

Il est évident, d'après les analyses de M. Berthier, que les chaux grasses contiennent au moins 90 p. °/₀ de chaux pure, et que la présence de la magnésie, de la silice, de l'alumine ou de l'oxide de fer, lorsque l'ensemble de ces matières ne dépasse pas 10 p. °/₀, en altère peu les propriétés. Lorsque la magnésie s'élève à 20 ou 25 p. °/₀ la chaux devient maigre sans acquérir pourtant les caractères des chaux hydrauliques dont nous allons parler plus loin. Il est aisé de voir que la chaux est rendue maigre par la magnésie, parce que cette dernière terre ne jouit pas de la propriété de faire pâte avec l'eau. Elle s'y délaie, mais ne contracte aucun liant avec elle, tandis que la chaux pure donne naissance à une bouillie tenace, assez analogue à celle qui résulte des argiles ordinaires.

Des mortiers à chaux non hydrauliques.

1311. Toutes ces matières sont plus ou moins bonnes pour les constructions exposées à l'air; mais pour bien comprendre les conditions les plus favorables à la solidité des constructions qui en résultent, il est nécesssaire d'examiner les changemens qu'elles éprouvent sous l'influence de l'air.

L'eau de chaux exposée à l'air absorbe rapidement l'acide carbonique, et toute la chaux qu'elle renferme se précipite à l'état de carbonate insoluble, si l'on a soin d'agiter le liquide ; mais si on l'abandonne à lui-même dans un lieu tranquille, le carbonate de chaux formé produit à la surface de la liqueur une pellicule assez épaisse et glacée qui se divise en larges plaques par l'agitation. L'absorption de l'acide carbonique s'opère plus lentement, si l'on emploie de la chaux en bouillie, parce que les pellicules de carbonate enveloppent une portion de la chaux et l'abritent du contact du gaz acide carbonique ambiant. Enfin, si la chaux est sèche, l'absorption ne s'effectue encore qu'avec lenteur en raison de la faible puissance de l'acide carbonique.

Voyons maintenant ce qui se passe dans la formation et l'emploi des mortiers.

1312. Le mortier ordinaire résulte du mélange des chaux précédentes avec un sable quarzeux grossier. Ce mélange s'opère en diverses proportions suivant la nature de la chaux et celle du sable. On peut y faire entrer pour une partie de chaux depuis une jusqu'à quatre ou cinq de sable. On commence par établir sur le sol une aire bien battue, le plus souvent adossée à un mur et fermée par une enceinte demi-circulaire qui s'élève à quelques pouces du sol. Cette enceinte est formée de sable mouillé, lié par un peu de terre argileuse. On place sur l'aire la quantité de

chaux qu'on veut transformer en mortier, et on l'arrose d'eau pour la déliter. Bientôt la chaux s'échauffe, se divise en fragmens, se délite plus ou moins complétement, et, par une addition convenable d'eau, on en forme une bouillie bien liquide. C'est cette bouillie que l'on gâche ensuite avec le sable pour former le mortier. Pour que le mélange soit bien fait, il faut que la matière soit agitée dans tous les sens, et que les petites pelotes de chaux hydratée ou de sable mouillé soient écrasées successivement. Divers moyens plus ou moins simples peuvent conduire à ce résultat. Tantôt les matières sont placées sur une aire, et labourées, pour ainsi dire, en tous les sens au moyen d'un râble que l'ouvrier lance en appuyant sur la partie plate de l'instrument, et qu'il ramène en appuyant sur le tranchant. De cette manière, le premier mouvement écrase les matières, et le second reporte sans cesse auprès de l'ouvrier toutes les parties du mortier qui s'en étaient éloignées. Tantôt on se sert de moyens plus rapides et qui peuvent être très-variés. On peut, par exemple, placer le mortier dans une auge circulaire peu profonde, au centre de laquelle est un axe vertical, tournant au moyen d'un manége. Cet axe est traversé par des baguettes de fer horizontales qui divisent la matière, la sillonnent en tous sens, et en mêlent toutes les parties. Il est pourtant nécessaire de ramener de temps en temps vers la surface les portions qui sont tombées au fond de l'auge.

On conçoit que le résultat proposé, c'est-à-dire un mélange intime, pourrait s'obtenir par des procédés sans nombre parmi lesquels l'économie locale peut seule déterminer le choix.

Ce mortier ainsi fabriqué sert à lier entre elles les diverses pierres ou briques des constructions ordinaires. Pour l'appliquer on mouille la surface des pierres poreuses ou des briques, afin d'empêcher ces corps d'absorber trop rapidement l'humidité du mortier, et on applique ce dernier au

moyen de la truelle. On a soin de placer un excès de mortier dans l'intervalle à remplir, puis on comprime les pierres inférieures et voisines au moyen de la nouvelle pierre, qui force l'excès de mortier à sortir en laissant les intervalles bien remplis.

1313. Supposons maintenant qu'un tel mortier soit submergé, la chaux pure sera dissoute par l'eau, et le sable resté pur se trouvera privé de tout moyen de liaison.

Supposons qu'il soit desséché rapidement, toutes les molécules de chaux, si elles sont placées dans les circonstances convenables, pourront absorber l'acide carbonique; mais le carbonate régénéré se trouvera dans un état de division tel, que le mortier n'aura rien gagné en ténacité. En outre, l'absorption de l'acide carbonique sera très-lente, si la chaux est sèche.

Supposons enfin que le mortier soit placé dans l'air, mais qu'il soit maintenu humide, l'eau qu'il renferme se saturera de chaux, celle-ci absorbera l'acide carbonique ambiant, et il se précipitera du carbonate de chaux en pellicules sur les fragmens de sable ou sur les matériaux voisins. L'eau étant en contact avec un excès de chaux en dissoudra toujours à mesure que la précipitation du carbonate s'effectuera. La chaux du mortier se transformera donc ainsi, peu à peu, en carbonate, non point pulvérulent, mais lamelleux et peut-être cristallin. Ce carbonate contractera avec le sable et les pierres voisines une adhérence forte, analogue à celle des vernis que l'on applique sur le bois.

Il ne faudrait pourtant pas croire que la chaux des mortiers exposés à l'air, se sature d'acide carbonique. Une exposition de plusieurs siècles est même insuffisante pour cela. En effet, le carbonate de chaux déposé doit envelopper çà et là quelques parties de chaux vive qui, se trouvant ainsi incrustées, deviennent incapables de réagir sur l'acide carbonique de l'air.

Il suit de là que l'effet utile de la chaux doit rarement se réaliser en entier. Aussi M. d'Arcet nous apprend-il que jamais il n'a trouvé la chaux des mortiers saturée d'acide carbonique, quelque anciens qu'ils fussent (1). Plus récemment M. John est arrivé au même résultat par l'analyse exacte de divers mortiers âgés de deux cents à six cents années. On remarque à cet égard, comme on aurait dû s'y attendre, que l'absorption d'acide carbonique, d'abord très-rapide, se ralentit ensuite progressivement, et finit par devenir presque nulle.

1314. Examinons maintenant quelles sont les conditions les plus favorables à la consolidation des mortiers. La première sans doute consiste dans le contact de l'air qui doit leur fournir l'acide carbonique dont ils ont besoin. La seconde, non moins importante, consiste dans la nécessité de l'eau pour mettre en dissolution une partie de la chaux.

On trouve une preuve bien évidente de la nécessité du renouvellement de l'air, dans l'observation suivante de M. John. Lorsqu'on démolit dernièrement, dit-il, un des piliers de la tour de Saint-Pierre à Berlin, bâti depuis environ *quatre-vingts ans* et de vingt-sept pieds de diamètre, on trouva le mortier de l'intérieur de la maçonnerie aussi frais que s'il n'avait été employé que depuis quelques jours; il avait la saveur caustique et formait du lait de chaux avec l'eau. Cette observation est d'ailleurs confirmée par une expérience journalière.

D'un autre côté, nous pourrions en dire autant de ce qui concerne l'influence de l'eau, s'il n'existait à cet égard quelques préjugés qu'il importe de détruire. On pense qu'un temps sec est plus favorable aux constructions qu'un temps pluvieux. C'est une question dont la solution dépend des doses et des conditions. Il faut que la

(1) *Ann. de chim.*, t. 74, p. 315.

quantité d'eau soit insuffisante pour dissoudre toute la chaux, mais il importe qu'elle soit assez grande pour maintenir le mortier humide pendant quelque temps et pour dissoudre une petite portion de la chaux. Si le temps est sec, arrosez le mortier avec de l'eau ordinaire, ou mieux avec de l'eau de chaux; s'il est trop pluvieux, abritez-le autant que vous le pourrez, en ayant soin toutefois de le maintenir humide.

D'après l'ensemble de ces observations, on voit en outre que la qualité du sable doit exercer une influence notable. Trop grossier, il divise peu la chaux; trop fin, il ne rend pas le mortier suffisamment poreux. M. Higgins (1) observe à cet égard que le sable fin est préférable au sable moyen, et ce dernier au cailloutage. Mais il remarque en outre que le meilleur mortier résulte d'une partie de chaux pure ou d'une dose équivalente de chaux ordinaire, de trois de sable fin et de quatre de sable moyen. L'emploi du cailloutage ne lui semble utile que pour des fonds qui doivent être recouverts d'une nouvelle couche dont ils facilitent l'adhérence.

1315. Terminons cette discussion par l'examen d'une opinion récemment débattue. La chaux doit-elle être calcinée entièrement, ou bien convient-il d'en laisser une portion à l'état de carbonate? M. Higgins s'exprime positivement à cet égard, et regarde la chaux la plus pure comme la meilleure. M. John et la plupart des chimistes partageaient cette opinion. Il paraît cependant qu'une calcination imparfaite ou une extinction lente à l'air donnent à la chaux des propriétés utiles.

Quant à la calcination imparfaite, elle donne des résultats bien remarquables. La craie, complétement dépouillée d'acide carbonique, donne naissance, par l'action de l'eau, à un hydrate qui ne fait jamais prise sous l'eau, tandis

(1) *Ann. de chim.*, t. 4, pag. 274.

que la même substance, au moyen d'une calcination telle, qu'elle perde une portion seulement de son acide carbonique, donne un produit qui ne foisonne point par l'action de l'eau, et qui ne tarde pas à faire prise de la même manière que la chaux hydraulique. L'aiguille d'épreuve ne s'enfonce dans ces pâtes que de 0,8 de millimètre, tandis qu'elle pénètre indéfiinment dans l'hydrate ordinaire.

En ce qui concerne l'extinction lente à l'air, son effet doit consister dans la transformation d'une partie de la chaux en carbonate. Or cette chaux, employée par M. Vicat en concurrence avec de la chaux semblable mais rapidement éteinte, lui a donné des mortiers dont la tenacité était représentée par les nombres 15 pour la chaux ordinaire et 23 pour la chaux éteinte spontanément. Au bout de six ans, il a trouvé leur tenacité dans le rapport de 19 à 25. Ce sont des questions qui exigent encore des recherches spéciales, bien que les expériences de M. Vicat rendent son opinion très-probable.

Chaux hydrauliques.

1316. On donne ce nom à toutes les chaux qui résistent à l'action de l'eau et qui ne possèdent pas la propriété de fuser quand elles sont humectées, mais qui pourtant à l'état de poudre absorbent ce liquide sans augmenter beaucoup de volume et sans produire beaucoup de chaleur, en donnant naissance à une pâte courte, qui placée sous l'eau durcit au bout de quelques jours. Cette pâte exposée à l'air y prendrait au contraire une consistance crayeuse et n'acquerrait qu'une ténacité très-faible.

Des propriétés aussi distinctes ont attiré dès long-temps l'attention des constructeurs et des chimistes. On savait que les Romains se procuraient de semblables chaux par un mélange de sable volcanique connu sous le nom de *pouzzolane* et de chaux ordinaire. On savait que le trass et le ba-

salte pouvaient remplacer la pouzzolane. Enfin des calcaires naturels avaient donné par la calcination, des chaux douées de toutes les propriétés ci-dessus indiquées, et leur emploi très-avantageux faisait désirer vivement qu'on pût les imiter à volonté. Beaucoup de chimistes avaient étudié ce problème. La présence de l'oxide de manganèse dans beaucoup de chaux hydrauliques avait conduit M. Guyton-Morveau à lui attribuer une importance exclusive. M. Descostils avait pensé au contraire que le rôle essentiel devait être attribué à la silice dans un état particulier, mais toutes ces recherches n'avaient point amené la solution pratique que l'on cherchait, et c'est aux travaux récens et remarquables de M. Vicat que cette solution est due tout entière.

Pour bien entendre les phénomènes compliqués que cette classe de chaux présente, étudions-en d'abord la composition d'après les analyses de M. Berthier. Ces analyses embrassent des chaux prises dans des localités variées et d'une qualité éprouvée par un emploi en grand, ainsi qu'on le voit par les indications suivantes :

Calcaires donnant des chaux moyennement hydrauliques.

COMPOSITION DES CALCAIRES.	1	2	3	4	5
Carbonate de chaux. . . .	0,900	0,858	0,892	0,890	0,890
Carbonate de magnésie. . .	0,050	0,004	0,030	0,020	0,020
Carbonate de fer	. .	0.062	0,000	. .	. .
Carbonate de manganèse. .	. .	. .	. .	. .	. .
Argile { Silice. . . . . Alumine. . . . . . Oxide de fer. . . Charbon.	0,050	0,054	0,078	0,090	0,090
Eau.	» »	» »	» »	» »	» »
Chaux qu'ils produisent.					
Chaux.	0,870	0,830	0,840	0,820	0,820
Magnésie.	0,040	. .	0,025	0,015	0,015
Argile.	0,090	0,070	0,135	0,165	0,165
Oxide de fer, etc.	. .	0,100	. .	. .	. .

(1) Calcaire de Vougy (Loire) entre Roanne et Chaulieu, sublamellaire, jaunâtre, rempli d'ammonites et autres coquilles; donne de très-bonne chaux qui prend dans l'eau.

(2) Calcaire de Saint-Germain (Ain), compacte, d'un gris foncé, veiné de calcaire blanc, lamellaire et pénétré de gryphites, etc.; on emploie à Lyon la chaux qu'il produit, toutes les fois que l'on construit dans l'eau.

(3) Calcaire de Chaunay, près Mâcon, compacte, à grains fins, blanc jaunâtre; il est de formation de secondaire; on l'emploie à la fabrication de la chaux: cette chaux est hydraulique.

(4) Calcaire de Digne (Jura), compacte, pénétré de lamelles de calcaire, et empâtant un très-grand nombre

de gryphites, d'un gris très-foncé; il produit de la chaux qui fait une bonne prise, et qui peut être considérée comme chaux hydraulique.

(5) Calcaire qui accompagne le précédent, et qui jouit des mêmes propriétés, compacte, à grains presque terreux, d'un gris clair.

Calcaires donnant des chaux très-hydrauliques.

COMPOSITION DES CALCAIRES.	1	2	3	4	5
Carbonate de chaux. . . .	0,825	. .	0,792	0,765	0,800
Carbonate de magnésie. .	0,041	. .	0,025	0,030	0,015
Carbonate de fer.	. .	. .	0,060	0,030	. .
Carbonate de manganèse. .	. .	. .	. .	0,015	. .
Argile { Silice.	0,134	. .	0,065	0,116	0,170
Argile { Alumine.			0,038	0,036	0,010
Argile { Oxide de fer. . .					
Argile { Charbon.	. .	. .	0,020	. .	. .
Eau.	. .	. .	. .	. .	0,010
Chaux qu'ils produisent.					
Chaux.	0,870	0,688	0,740	0,683	0,700
Magnésie.	0,035	0,060	0,020	0,020	0,010
Argile.	0,220	0,252	1,170	0,240	0,290
Oxide de fer, etc.	. .	. .	1,070	0,057	. .

(1) Calcaire secondaire de Nismes (Gard), compacte, gris jaunâtre; donne une chaux hydraulique qui passe dans le pays pour être d'excellente qualité.

(2) Chaux de Lezoux (Puy-de-Dôme); fabriquée avec un calcaire d'eau douce marneux, on la dit excellente. On a coutume de l'éteindre en la laissant exposée en tas à l'air; après l'avoir humectée elle produit une gelée abondante avec les acides.

(3) Calcaire compacte, dont la localité est inconnue; donne de très-bonne chaux hydraulique.

(4) Calcaire secondaire de Metz (Moselle); compacte, à grains presque terreux, d'un gris bleuâtre, plus ou moins foncé. La chaux qu'il produit est connue pour être hydraulique. Cette chaux, telle qu'on la prépare en grand, laisse dans les acides un résidu du poids de 0,05 au plus, et qui n'est autre chose que de la silice gélatineuse.

(5) Calcaire marneux de Sénonches, près Dreux (Eure-et-Loire), compacte, très-tendre; s'écrase entre les doigts, absorbe l'eau très-rapidement. Il se délaie dans ce liquide presque comme une argile, mais il ne tombe pas en poussière lorsqu'on le calcine. Cette pierre présente quelque chose de particulier: elle n'est pas, comme les autres calcaires qui ont la cassure terreuse, un mélange de chaux carbonatée et d'argile, elle laisse dans les acides un résidu farineux, doux au toucher, qui ne contient qu'une trace d'alumine, qui se dissout dans la potasse caustique liquide, même à froid, et qui se comporte en tout comme de la silice que l'on aurait séparée d'une combinaison; cependant il est certain que cette substance n'est dans la pierre de Sénonches qu'à l'état de simple mélange, car, en opérant avec le plus grand soin, on trouve, par l'analyse, que la proportion de l'acide carbonique est justement celle qui convient à la saturation de la chaux.

La chaux de Sénonches est très-renommée: on l'emploie beaucoup à Paris; elle prend plus promptement et acquiert plus de dureté que la chaux de Metz; elle se dissout dans les acides sans laisser le moindre résidu.

1317. Il résulte clairement de ces analyses que toute chaux qui contient de 9 à 10 pour cent d'argile est moyennément hydraulique; et qu'elle le devient éminemment lorsque la dose d'argile est portée à 20 ou 30 pour cent.

Mais la théorie des chaux et cimens hydrauliques mérite un examen plus approfondi, soit en raison de l'impor-

tance du sujet, soit par la netteté des faits observés par M. Berthier, faits qui jettent le plus grand jour sur quelques parties de cette question.

Nous avons déjà fait observer que les mortiers à pouzzolane étaient connus et employés soit par les Romains, soit par les modernes, lorsque le prix le permettait. L'analogie de composition a conduit naturellement les chimistes à proposer la substitution des briques ordinaires aux pouzzolanes ou au trass. Mais les recherches anciennes à cet égard n'ont eu aucun succès, parce qu'on ignorait alors le caractère acide de la silice. Les expériences de laboratoire étaient mal dirigées, et leur mauvais succès détournait de la pensée d'y substituer des essais de pure pratique. Ce sont pourtant des essais de ce genre qui ont conduit M. Vicat à l'importante et heureuse découverte dont il a enrichi les arts. L'état dans lequel il a trouvé la question rend sa découverte plus remarquable. Pour les uns la brique était trop crue, il ne fallait rien moins que des scories de forge, des laitiers; pour les autres l'oxide de fer était le principal agent, et ils préféraient aux argiles des ocres très-ferrugineuses; enfin sur la foi de M. Guyton-Morveau on a transporté pendant long-temps le rôle essentiel sur l'oxide de manganèse. Sur tous ces points les expériences de M. Berthier vont prononcer sans appel et nous mettre en état d'apprécier le rôle de chacune des matières qui se rencontrent dans les chaux hydrauliques naturelles ou dans les argiles.

1318. Divers mélanges de craie et de sable blanc ordinaire ayant été cuits dans un four à chaux, l'on a obtenu des chaux maigres *non hydrauliques*; un vingtième seulement du sable avait été attaqué et rendu soluble dans les alcalis. Le sable d'Aumont, préparé pour la manufacture de porcelaine de Sèvres, c'est-à-dire réduit en farine sous des meules, a offert de meilleurs résultats, la combinaison s'est mieux faite; mais pourtant le tiers de la silice

est resté intact, et n'a pas pu se dissoudre dans les alcalis.

Ces expériences confirment l'observation faite par MM. Vicat et John, et prouvent, comme ils l'ont pensé, que les matières terreuses quelconques ne se combinent bien avec la chaux qu'autant qu'elles sont mélangées avec cette substance à l'état de particules indiscernables.

1319. On a calciné pendant une heure dans un creuset de platine, à la température d'environ 50 degrés pyrométriques un mélange de 100 p. craie, et 15 p. silice gélatineuse. La matière s'est éteinte avec une chaleur assez forte, en se gonflant légèrement; elle a formé une pâte consistante avec l'eau, et au bout de deux mois d'immersion, celle-ci avait acquis assez de fermeté pour résister à l'impression du doigt.

On a chauffé de la même manière, 100 p. craie, et 40 p. silice gélatineuse. La matière s'est éteinte avec une faible chaleur et sans augmenter de volume, caractère des chaux très-hydrauliques; agitée avec une très-grande quantité d'eau dans un flacon bouché, il est resté un dépôt qu'on a recueilli sur un filtre. Ce dépôt contenait :

Chaux. . . .	35
Silice	65

tandis que la chaux qui l'avait fourni devait contenir environ :

Chaux. . . .	58
Silice. . . .	42

L'eau employée en grande masse tend donc à décomposer les divers silicates avec excès de base que l'on peut obtenir par la voie sèche, et à les amener à l'état de silicate neutre, composé théoriquement de

Chaux. . . .	35,82
Silice.. . . .	64,17

Mais lorsqu'on n'emploie ce liquide qu'en petite quan-

tité, il est absorbé et solidifié, pour la plus grande partie, par la combinaison, et la même décomposition n'a pas lieu; ou plutôt il est probable qu'il se forme alors un mélange et peut-être même une combinaison d'hydrate de chaux, et d'un sous-silicate hydraté.

1320. On voit que l'état de la silice exerce une influence très-grande sur la combinaison. Nous en trouvons des preuves non moins positives dans les expériences de M. Vicat: 200 parties de silice à divers états mêlées avec 100 parties de chaux grasse, ont fourni des mortiers dont la dureté a été mesurée par l'enfoncement de l'aiguille d'essai. Voici les nombres :

	Enfoncement de l'aiguille en millimètres.
Silice en gelée.	1,34
Id. calcinée au rouge.	1,86
Silice séparée des argiles. . . .	2,13
Id. calcinée.	3,11
Cristal de roche pilé. . . .	Indéfiniment.

1321. Voyons maintenant quel est le rôle de l'alumine.

M. Berthier a calciné au creuset de platine 10 p. de craie avec des quantités d'hydrate d'alumine correspondantes à 2 p. ou 2,3 d'alumine. Les deux mélanges se sont éteints promptement avec une chaleur très-forte, et ils ont éprouvé un gonflement considérable; mis en pâtes molles sous l'eau, ces mélanges au bout de deux mois n'avaient pas pris la moindre consistance. L'acide hydrochlorique dissolvait entièrement ces pâtes. Il paraît donc que si l'alumine et la chaux se combinent par la voie sèche, le composé est tout-à-fait détruit sous l'influence de l'eau.

Les expériences de M. Vicat confirment ces résultats. En effet, 200 p. d'alumine et 100 de chaux grasse donnent des mortiers mous dans lesquels l'aiguille d'épreuve enfonce avec facilité.

Mortier fait avec	Enfoncement en millimètres.
Alumine en gelée.	13,56
Id. légèrement calcinée. . . .	9,60
Id. fortement calcinée. . . .	Indéfiniment.

1322. La craie, calcinée avec diverses proportions d'oxide de fer ou d'oxide de manganèse, n'a produit que des chaux sans consistance, qui se sont comportées comme des chaux grasses, mélangées de matières inertes.

1323. Ainsi, il est prouvé qu'aucun mélange dont la silice ne fait pas partie ne peut acquérir les propriétés hydrauliques; voyons si la présence de la magnésie, de l'alumine, et des oxides de fer et de manganèse exerce une influence nuisible, ou si ces substances ne sont pas, au contraire, propres à améliorer les chaux hydrauliques. Or, il paraît résulter des expériences faites à ce sujet, par M. Berthier, que les chaux qui contiennent à la fois de la silice et de l'alumine, et mieux encore celles qui contiennent à la fois de la silice et de la magnésie, acquièrent une dureté plus considérable que les silicates de chaux purs, et qu'au contraire les oxides de fer et de manganèse ne contribuent en rien à la consolidation des chaux.

En effet, 10 gr. de carbonate de chaux magnésien de Paris (n° 1, p. 494) et 2 gr. de silice gélatineuse, ont donné une chaux qui s'est éteinte avec une faible chaleur et un léger gonflement, et qui au bout de très-peu de temps d'immersion est devenue plus dure que la meilleure chaux hydraulique artificielle. Cette chaux devait être composée de

Chaux.	56,0
Magnésie.	16,6
Silice.	27,4

10 gr. de calcaire magnésien de Villefranche, n° 8, et 2 gr. de silice gélatineuse, ont donné une chaux qui s'est comportée à peu près comme la précédente; mais elle n'a

pas acquis une dureté aussi grande; elle devait être composée de

Chaux.	46
Magnésie.	20
Oxide de fer.	5
Oxide de manganèse. .	3
Silice.	26

Avec 10 gr. de calcaire de Villefranche, 20 gr. de craie et 3 gr. de silice gélatineuse, on a une chaux composée de

Chaux.	56
Magnésie.	21
Oxide de fer.	2
Oxide de manganèse. .	1
Silice.	20

éminemment hydraulique, et qui acquiert, au bout de très-peu de temps, une très-grande dureté.

1324. La plupart des chaux hydrauliques étant produites par des calcaires argileux, il doit paraître évident que l'alumine n'altère pas les qualités de ces sortes de chaux. En comparant la chaux artificielle de Paris à la chaux de Sénonches, on voit que l'alumine, qui ne se trouve pas dans la dernière et qui existe au contraire en proportion considérable dans la première, contribue à donner de la dureté. Il y a certainement une proportion de silice et d'alumine qui est préférable à toute autre, mais on ne découvrira cette proportion que par de longs tâtonnemens. Un essai, fait en grand avec 4 parties de craie et 1 partie de kaolin de Limoges, porte M. Berthier à croire qu'il serait avantageux que la quantité d'alumine égalât la quantité de silice. Cette chaux devait être composée de

Chaux.	74,5
Alumine. . . .	12,5
Silice.	13,0

Elle avait, très-peu de temps après son immersion, une consistance plus forte que celle de la chaux artificielle, préparée avec 4 parties de craie et 1 partie d'argile de Passy.

1325. En mêlant à la silice un poids égal au sien d'oxide de manganèse, on a obtenu une chaux non hydraulique. Il en a été de même d'un mélange propre à donner de la chaux hydraulique, auquel la présence de 7 p. o/o d'oxide de fer a fait perdre cette faculté.

1326. On arrive à la même conséquence en retournant la question, ainsi que l'a démontré M. Vicat. Que l'on mette en effet une dissolution aqueuse de chaux en contact avec les oxides de manganèse ou de fer, l'alumine ou la silice, et l'on verra que l'action des tritoxides de manganèse ou de fer sera très-faible, que l'alumine s'emparera d'une petite quantité de la chaux dissoute, tandis que la silice dépouillera rapidement l'eau employée de la chaux qu'elle tenait en dissolution.

On pourrait certainement employer ce moyen avec succès pour déterminer la tendance des argiles à se combiner avec la chaux, et pour étudier l'action que la chaleur exerce sur elle et les modifications favorables ou fâcheuses qu'elles en éprouvent. C'est en effet ce qui résulte des expériences suivantes de M. Vicat. Cet habile observateur a déterminé les quantités d'eau de chaux qui pourraient être dépouillées de leur chaux par une quantité constante des matières ci-dessous indiquées.

		Eau de chaux décomposée.
Argiles crues.	100 p. d'argile provenant du lavage des *arénes*.	1100
	100 id. de bonnes argiles à pouzzolane, à l'état naturel.	400 à 500
Argiles calcin.	100 id. de bonne argile à pouzzolane, calcinée au rouge, à l'air . . .	260
	100 id. id. calcinée en vase clos.	100
	100 d'argile donnant une pouzzolane médiocre	60 à 80
	100 d'argile donnant une mauvaise pouzzolane.	25 à 38
	100 id. de pouzzolane d'Italie.	147

Quant à l'emploi de ce procédé dans la pratique, M. Vicat cite un exemple bien digne d'être rappelé.

	Eau de chaux dépouillée.		Résistance du mortier.
100 p. de la meilleure pouzzolane	700	———————	640
100 p. de la plus mauvaise.	66	———————	97

On voit par cet exemple que la résistance du mortier et la décomposition de l'eau de chaux sont à peu près dans le même rapport, et ces deux propriétés se suivent assez bien pour qu'on puisse souvent arriver à connaître l'énergie d'une pouzzolane par son action sur l'eau de chaux, ce qui simplifie singulièrement ce genre d'expérience.

L'essai de la pouzzolane dans cette supposition se réduirait à prendre un litre d'eau de chaux par exemple, et à y projeter par petites doses dont le poids serait connu de la pouzzolane à essayer, jusqu'à ce que l'eau de chaux fût totalement détruite, et qu'une petite portion du liquide filtré essayée par le carbonate de potasse ou de soude ne fût plus troublée.

1327. Il résulte de l'ensemble de ces faits que la silice seule peut former avec la chaux une combinaison éminemment hydraulique (calcaire de Sénonches), tandis que la magnésie seule (calcaire de Paris), ou mélangée avec des oxides de

fer et de manganèse (calcaire de Villefranche), ne peut produire une semblable combinaison, et rend la chaux maigre sans lui communiquer la propriété de se solidifier sous l'eau. Les expériences synthétiques confirment les conséquences déduites de l'analyse, et prouvent de plus, 1° que l'alumine seule n'a pas plus d'efficacité que la magnésie pour rendre les chaux hydrauliques; 2° que la silice est un principe essentiel à ces sortes de chaux; 3° que les oxides de fer et de manganèse, loin de jouer le rôle important que quelques personnes leur ont attribué, sont au contraire, le plus souvent, tout-à-fait passifs; 4° enfin, que les meilleures chaux résultent de la réunion de la silice, de la chaux et de la magnésie ou de l'alumine.

Ajoutons cependant, que la température à laquelle s'effectue la cuisson peut altérer singulièrement les propriétés de ces divers mélanges; une chaux propre d'ailleurs à donner de bons résultats pourra, par l'action d'une température trop élevée, donner de la *chaux morte*, ou bien, par une cuisson à une température trop basse, fournir des chaux maigres non hydrauliques.

L'idée qu'on doit prendre des chaux hydrauliques se réduit donc en définitive à les considérer comme des silicates de chaux ou des silicates d'alumine et de chaux, ou enfin des silicates de magnésie et de chaux avec excès de base. Ces composés mis dans l'eau donnent des hydrates ou plutôt des combinaisons du silicate hydraté avec de l'hydrate de la base en excès. Très-probablement ce dernier passe, peu à peu, à l'état de carbonate par l'action de l'acide carbonique dissous dans l'eau; mais la prise de ces sortes de chaux dépend essentiellement du passage rapide des silicates à l'état hydraté.

Jusqu'ici tous les phénomènes se conçoivent assez bien; mais quand nous étudierons les mortiers que l'on forme avec ces sortes de chaux, nous trouverons des faits qui

ne se rattachent que difficilement aux idées générales de la science (1340-1341).

Chaux hydraulique artificielle.

1328. Les expériences que nous venons de rapporter montrent assez qu'on peut préparer des chaux hydrauliques artificielles par divers procédés. On peut diviser ceux-ci en deux classes : ceux par la voie sèche et ceux par la voie humide. Occupons-nous d'abord des premiers.

D'après les indications de M. Vicat, M. de Saint-Léger a établi sur un plan assez large une fabrication de chaux hydraulique artificielle. Il la prépare en mêlant 4 parties de craie de Meudon et 1 d'argile de Passy en volume. On délaye les matières dans l'eau et on en forme un mélange très-intime, au moyen d'un moulin à meules verticales tournant dans une auge circulaire. La bouillie qui en résulte est transportée dans des bassins en maçonnerie. Par le repos, les terres mélangées forment une couche au fond des bassins, tandis qu'une partie de l'eau se sépare et peut être décantée. Lorsque le dépôt a acquis une consistance convenable, on le façonne en briques, et lorsque celles-ci ont été séchées par leur exposition à l'air, on les cuit dans des fours à chaux à la manière ordinaire. Seulement, on ménage le feu pour éviter que la silice, la chaux et l'alumine n'éprouvent un commencement de fusion, qui rendrait la chaux ainsi préparée incapable de se combiner avec l'eau.

La chaux hydraulique ainsi préparée se vend à Paris 60 francs le mètre cube. Celle de Sénonches revient à 85 francs rendue à Paris, ce qui détermine la préférence en faveur de la première. Aussi le gouvernement n'emploie maintenant que la chaux de M. de Saint-Léger dans les constructions publiques de Paris : on en a fait une consommation immense pour le canal de Saint-Mar-

tin, et l'expérience a montré qu'elle était supérieure à la chaux de Sénonches. D'après M. Berthier, le mélange de M. de Saint-Léger renferme :

Carb. de chaux. . . .	84
Silice.	10
Alumine.	5
Oxide de fer.	1
	100

et la chaux qui en provient se compose de :

Chaux.	74,6
Argile.	23,8
Oxide de fer.	1,6
	100,0

Elle se dissout complétement dans les acides comme la chaux de Sénonches. Elle foisonne de 0,65 de son volume par l'extinction ordinaire, lorsqu'on en a séparé avec soin les morceaux qui échappent à la calcination.

1329. D'après ce que nous avons exposé précédemment, il paraît bien évident qu'on peut se passer de cuire ensemble le mélange de chaux et d'argile. Les Romains fabriquaient leurs mortiers hydrauliques avec de la chaux ordinaire cuite et des pouzzolanes. Les modernes en ont fait autant pendant long-temps, en remplaçant la pouzzolane par du trass ou de la brique pilée. Les expériences de M. Vicat, en montrant que ces diverses matières dépouillent l'eau de chaux de sa chaux, nous prouvent que le silicate qui constitue la chaux hydraulique peut se faire aussi bien par la voie humide que par la voie sèche. Les ingénieurs sont même partagés sur la préférence à donner à l'une ou à l'autre de ces méthodes. Nous venons d'indiquer les procédés de M. de Saint-Léger, examinons ceux qui peuvent les remplacer.

M. Girard propose de remplacer les pouzzolanes naturelles ou artificielles par des sables argileux connus sous le

nom d'*arénes*, dans la vallée de l'Isle (Gironde). Ces sables, d'une couleur rouge, brune ou jaunâtre, jouissent de la propriété de former des mortiers hydrauliques, lorsqu'on les mélange avec des chaux grasses. On peut mettre de 5 à 3 parties d'arêne pour 1 de chaux. Lorsque les arênes contiennent moins de 30 p. °/₀ d'argile, elles forment des mortiers qui prennent lentement sous l'eau, mais qui au bout d'un an, ne le cèdent pas à ceux dont la prise a été plus rapide.

Une légère calcination donne des propriétés plus marquées aux arênes.

M. Girard propose l'emploi de ces matières avec confiance, fondé sur les bons résultats de leur emploi en grand, sur la profusion avec laquelle elles sont répandues dans la nature et sur le bas prix qui en résulte pour le mortier, qui revient moitié moins cher que le mortier hydraulique ordinaire.

1330. Toutes les matières propres à transformer la chaux grasse en chaux hydraulique sont des argiles, c'est-à-dire des mélanges intimes de silice, d'alumine, et presque toujours d'une quantité plus ou moins grande d'oxide de fer. Ces matières nous sont offertes en abondance par la nature, mais il est malheureusement certaines conditions à observer qui en rendent l'emploi coûteux. Sur ce point il existe une confusion si grande que je n'ose pas me flatter d'éclaircir toutes les difficultés.

Voici les faits dans l'ordre qui me paraît le plus naturel.

Les argiles naturelles se composent de silice, d'alumine, d'oxide de fer et d'eau. On ignore si ces matières sont mélangées ou combinées. Probablement qu'il y a dans chaque argile une combinaison souillée par quelque mélange mécanique. Quoi qu'il en soit, M. Vicat a trouvé les résultats suivans, pour des mortiers faits avec des argiles crues et calcinées et immergées pendant sept mois :

		Enfoncement de l'aiguille d'épreuve.
1 — chaux grasse	100	. . . . 15 millimètres.
argile crue...	433	
2 — chaux grasse	100	. . . . 2 millimètres.
argile calc. .	452	

Le mortier n° 1 était assez dur pour résister à la pression du doigt, mais le mortier n° 2 avait la dureté d'une pierre.

1331. Examinons plus attentivement les effets de la calcination. D'après M. Vicat, une argile plastique de Loupiac (Lot), contenant :

Silice.	61
Alumine	31
Oxide de fer. . .	trace.
Eau	8
	100

céda à l'état naturel 2,85 d'alumine à l'acide hydrochlorique seulement.

Cette même argile calcinée en vases clos, probablement sans dessiccation préalable, a perdu 11,5 p. °/₀ de son poids; traitée alors par l'acide hydrochlorique, elle abandonnait 5,48 d'alumine. Mêlée avec une chaux très-grasse, elle a donné un mortier qui a pris au bout de sept jours sous l'eau, et dans lequel, après six mois d'immersion, l'aiguille d'épreuve enfonçait de 4 mill.

Dans les mêmes circonstances, cette argile calcinée au contact de l'air, a perdu 11,5 p. °/₀ comme précédemment. L'acide hydrochlorique lui enlevait 12,4 d'alumine. Mais étant mêlée avec une chaux très-grasse, elle a donné un mortier qui a pris au bout de trois jours, et dans lequel l'aiguille, après six mois d'immersion, n'enfonçait que de 3 mill.

Ainsi donc, sous tous les rapports, l'argile calcinée au

contact de l'air doit être préférée à celle qui a été chauffée en vaisseaux clos.

1332. M. de Raucourt, ingénieur des ponts et chaussées, a le premier avancé cette opinion, que les expériences du général Treussart et de M. Vicat ont confirmée. Nous avons cité d'abord les expériences de ce dernier comme étant les plus détaillées, mais nous en trouverons dans le mémoire du général Treussart qui méritent une attention particulière.

Il a pris de l'argile qu'on fait venir à Strasbourg des environs de Francfort, pour en faire de l'alun ; elle renferme, d'après M. Berthier :

Silice.	50,0
Alumine..	32.7
Magnésie.	1,6
Oxide de fer. . . .	trace.
Eau.	16,0

Sa couleur est noire ; mais en la chauffant, elle passe successivement par diverses teintes de bleu pour arriver ensuite à une couleur blanche, lorsqu'elle a été fortement calcinée. Des morceaux de cette terre, de la forme et de la grosseur d'une brique moyenne, ont été chauffés dans le four à alun, où les terres sont calcinées en contact avec l'air atmosphérique ; d'autres portions ont été calcinées dans un four à chaux, où la calcination a lieu presque sans le contact de l'air, car pour concentrer la chaleur on ferme la partie supérieure du four par des décombres, de manière à ne laisser passer que la quantité d'air nécessaire pour entretenir la combustion ; on a choisi des morceaux qui paraissaient, d'après leur couleur, avoir éprouvé le même degré de calcination ; on en a fait des mortiers, en prenant 1 partie de chaux commune et 2 parties de ces argiles calcinées réduites en poudre.

Les mortiers faits avec les argiles calcinées dans le four à alun ont durci dans l'espace de deux à trois jours ; et

ont supporté, au bout d'un an d'immersion dans l'eau, des poids de 192 à 263 kil. avant de se rompre; tandis que ceux qui ont été faits avec les mêmes argiles calcinées dans le four à chaux n'ont durci qu'au bout de trente jours, et se sont rompus sous les faibles poids de 20 à 25 kil.; il y a même un de ces mortiers qui au bout d'un an d'immersion dans l'eau était encore très-mou.

1333. D'un autre côté, le général Treussart a pris de l'argile de Holzheim, près Strasbourg; cette terre ne contient point de chaux, et elle renferme une assez grande quantité d'oxide de fer. Il en a formé deux briques : l'une était sans addition d'aucune substance, et l'autre était mélangée de 2/100 de chaux; il a ensuite fait calciner ces deux briques dans le four à chaux, en les plaçant avec les briques ordinaires et dans l'endroit où elles devaient avoir le moins de contact avec l'air. On a calciné d'autre part, dans une espèce de mouffle, dans un courant d'air rapide, de l'argile de Holzheim, sans aucun mélange, et de la même argile mélangée comme ci-dessus avec 2/100 de chaux; les morceaux étaient de la grosseur d'une noix et n'étaient point comprimés. Après le refroidissement on a réduit en poudre ces morceaux d'argile calcinée, et les deux briques qui avaient été chauffées au four à chaux; on a fait ensuite quatre caisses de mortiers, en prenant 1 partie de chaux commune en pâte et 2 parties des argiles ainsi préparées. On a mis enfin ces mortiers dans l'eau.

Le mortier fait avec le ciment d'argile chauffée au four à chaux, sans aucun mélange, n'a durci qu'au bout de trente jours; celui qui a été fait à l'aide de la même argile mélangée avec 2/100 de chaux, et chauffée dans le même endroit, a durci au bout de dix-sept jours.

Le mortier fait avec la même argile chauffée sans aucun mélange pendant six heures, au milieu d'un courant d'air, a durci dans l'espace de cinq jours, au lieu de trente qu'il a fallu dans le premier cas; enfin le mortier fait

avec la même argile mélangée de 2/100 de chaux et chauffée de la même manière a durci dans l'espace de trois jours, au lieu de dix-sept qu'il avait fallu dans le cas du mélange calciné au four à chaux sans courant d'air.

1334. Les meilleures pouzzolanes sont donc celles qui résultent de la calcination, au contact de l'air, d'une argile légèrement calcaire. Mais quelle est l'action de l'air dans cette circonstance? Nous l'ignorons, et c'est afin de donner au lecteur le moyen de juger lui-même l'état de la question que nous avons donné tant de détails à ce sujet. La calcination des argiles leur enlève l'eau et fait passer le protoxide de fer à l'état de peroxide. Le contact de l'air n'est nécessaire que pour ce dernier office, et puisque des argiles dépourvues de fer éprouvent la même amélioration, ce n'est pas là qu'il faut chercher la cause du phénomène. Je serais porté à croire que la température joue ici un grand rôle, et que l'on a, sans le vouloir, opéré à des températures peut-être très-différentes. Le courant d'air a dû abaisser celle des argiles qui y étaient exposées. On pourrait s'en assurer aisément en comparant la puissance des pouzzolanes et le retrait qu'elles ont éprouvé par la cuisson. Mais quelle que soit la cause, les observations qui précèdent n'en seront probablement pas moins applicables aux travaux de la pratique en grand.

Ciment romain.

1335. Examinons maintenant la variété de chaux la plus remarquable. C'est celle qui fournit la matière connue sous le nom de *ciment*. Cette variété mérite une attention particulière, comme on va le voir d'après les propriétés qu'elle possède exclusivement. C'est encore dans le mémoire de M. Berthier que nous puiserons tous les renseignemens à cet égard.

MM. Parker et Wyatts obtinrent en 1796, à Londres, une patente royale pour la fabrication d'une espèce par-

ticulière de chaux, qu'ils appelèrent alors *ciment aquatique*, et qu'ils désignèrent dans la suite sous le nom de *ciment romain*. Leur entreprise obtint le plus grand succès, et il s'en est formé plusieurs autres du même genre qui prospèrent également. On fait maintenant en Angleterre un commerce immense de ciment romain; on en expédie de grandes quantités pour les Indes occidentales. Il est envoyé dans des tonneaux bien fermés, qui servent à transporter en retour du rum, du sucre et d'autres denrées.

Ce ciment a la propriété de se solidifier presque instantanément comme le plâtre, en moins d'un quart d'heure, lorsqu'on l'abandonne à lui-même, soit au contact de l'air, soit au milieu de l'eau, après l'avoir gâché en pâte un peu consistante, et sans qu'il soit nécessaire de le mélanger avec aucune autre substance. L'eau ne le détrempe pas; il acquiert au contraire une solidité plus grande quand il est constamment mouillé ou humide que quand il est exposé à la sécheresse; enfin sa dureté s'accroît avec le temps, et elle devient promptement, au moins égale à celle des meilleures pierres calcaires. Si on en forme des blocs un peu grands, ils prennent au bout de peu de jours une dureté remarquable, et l'on n'y observe ni fissures, ni gerçures. Cette masse ne prend aucun retrait sensible. Ces qualités rendent cette matière extrêmement précieuse pour toutes les constructions hydrauliques, surtout lorsque les circonstances ne permettent pas d'opérer d'épuisement, ou lorsque ceux-ci ne pourraient être effectués qu'en occasionant de grandes dépenses. On en fait aussi un très-grand usage à Londres pour crépir les maisons, en guise de plâtre, et pour maçonner les fondations des grands édifices. On l'emploie avec le plus grand succès pour réparer les murs qui éprouvent des infiltrations, pour luter les jointures des tuyaux de conduite d'eau, pour restaurer les corniches et autres ornemens des édi-

fices. Il fait tellement corps avec les objets sur lesquels on l'applique, que deux blocs de pierre unis avec ce ciment et immergés pendant quelques jours deviennent plus difficiles à séparer qu'à rompre. Toutefois il prend bien mieux sur les corps poreux que sur ceux qui ont une texture serrée.

Il faut beaucoup d'habitude pour le bien employer. Si on ne lui donne pas, en le gâchant, le degré de consistance convenable, si on ne se hâte pas de l'étendre et de l'insinuer entre les interstices des pierres, si on interrompt le travail, etc., il se solidifie inégalement, il se gerce, et il adhère mal aux matériaux de la maçonnerie. On ne doit l'employer pur que pour les ouvrages qui sont destinés à résister à l'action de l'eau; mais MM. Parker et Wyatts recommandent de le mêler avec du sable fin angulaire et bien lavé, dans la proportion de deux parties sur trois de ciment pour faire des mortiers ordinaires; de trois parties sur deux de ciment pour enduire les murs exposés au froid, et de cinq parties sur deux de ciment pour enduire les murs exposés à la sécheresse ou à la chaleur. Lorsqu'on l'emploie pour regarnir les jointures des briques ou pierres, il faut l'appliquer par couches successives, mais en ayant soin de comprimer fortement chacune d'elles, et de ne pas attendre que les premières soient sèches pour poser les suivantes.

Le ciment est réduit en poudre impalpable, dans les fabriques mêmes, aussitôt qu'il est cuit, au moyen d'un moulin à deux meules verticales qui tournent sur une meule horizontale fixe placée au fond d'une auge circulaire; la meule gisante a cinq pieds de diamètre. Les meules courantes en ont quatre ou cinq et pèsent au moins vingt quintaux. On tamise la poudre et on l'enferme dans des barils.

On mêle le ciment avec le sable avant de le gâcher. Il s'éteint lentement et en s'échauffant à peine; il absorbe peu d'eau, et il n'augmente pas sensiblement de volume.

La pierre à ciment d'Angleterre est un calcaire très-argileux, compacte, à grain très-fin, dur, tenace, susceptible de prendre un beau poli, d'un gris brun. Sa pesanteur spécifique est de 2,59. On assure qu'il se trouve en masses tuberculeuses dans les marnes. Il présente souvent des cloisons minces et contournées, d'une substance cristalline, jaunâtre, translucide, qui n'est que du carbonate de chaux pur ; la pierre à ciment s'est rencontrée en plusieurs points de l'Angleterre, et on dit qu'elle y est très-abondante.

Ces calcaires sont cuits dans des fours à chaux à feu continu au moyen de la houille, de la même manière que les autres pierres à chaux ; mais la conduite du feu exige une grande attention. Lorsque la chaleur n'est pas convenablement ménagée, le ciment éprouve un commencement de fusion et n'est plus propre à aucun usage.

1336. M. Lesage, ingénieur militaire, fut chargé par la société d'agriculture et des arts de Boulogne-sur-mer, d'examiner les propriétés d'une espèce de chaux dont on faisait alors usage dans le pays, et qu'il désigna, dans son rapport fait en floréal an X, sous le nom de *plâtre-ciment*. Cette chaux est exactement la même que le ciment des Anglais : elle est également compacte, à grain très-fin, tenace et susceptible de prendre le poli. Elle est d'un gris jaunâtre, Sa densité varie de 2,04 à 2,19. On ne l'a jamais rencontrée qu'en cailloux roulés sur le bord de la mer. On a cessé de l'exploiter depuis long-temps, parce qu'on prétend qu'elle est devenue trop rare. Cependant les bords de la mer en offraient des masses, depuis le poids d'une once jusqu'à celui de vingt quintaux, et on put s'assurer même qu'elles provenaient des bancs d'une argile noirâtre qui forme les falaises. Ces bancs d'argile minés par les vagues s'écroulaient de temps à autre, et les galets trop lourds pour être entraînés restaient sur le rivage. Il serait bien important d'examiner de nouveau ce gîte.

Il existe donc la plus parfaite ressemblance entre les galets de Boulogne et le calcaire à ciment des Anglais. On trouve aussi dans la pierre de Boulogne ces espèces de dépôts cristallins de carbonate de chaux pur qui semble s'être incrusté dans des fissures. Plusieurs de ces galets offrent à leur surface des croûtes de peroxide de fer d'un rouge rosé. On fit dans le temps des essais sur ces galets d'après les procédés suivis encore aujourd'hui en Angleterre, et on parvint à former des tuyaux et des vases qui tenaient très-bien l'eau et qui pouvaient acquérir un certain poli. Ces objets ne s'altéraient ni par l'eau, ni par l'air.

Composition du calcaire à ciment.	Pierre anglaise analysée par M. Berthier.	Pierre de Boulogne analysée par M. Drapier.
Carbonate de chaux.	65,7	61,6
Carbonate de magnésie. . . .	0,5	. . . .
Carbonate de Fer.	6,0	6,0
Carbonate de manganèse. . .	1,6	. . . .
Silice.	18,0	15,0
Alumine.	6,6	4,8
Oxide de fer.	. . . .	3,0
Eau.	1,2	6,6
Chaux produites par les calcaires ci-dessus.		
Chaux.	55,4	54,0
Magnésie.	0,0	. . . .
Argile.	36,0	31,0
Oxide de fer.	8,6	15,0

1337. M. Clapeyron a découvert en Russie la pierre calcaire qui produit le ciment. Elle fait partie d'une vaste formation calcaire à bancs horizontaux, dont les parties inférieures sont chloritées, et qui repose sur des grès quartzeux et micacés. Ayant été chargé de faire des

recherches sur la fabrication des mortiers à employer pour la construction des écluses de Schkelbourg, il découvrit la pierre à ciment, aux cataractes de Wolkost; c'est un calcaire très-argileux comme les précédens, qui donne, par la calcination, une chaux qui prend sous l'eau, et qui est composée d'à peu près :

Chaux.	62
Silice.	19
Alumine. . . .	19
	100

Pour employer le ciment russe, on le réduit mécaniquement en poudre, comme le ciment anglais, et on l'éteint au moment même où on en veut faire usage. Immergé immédiatement après son extinction, il durcit un peu moins rapidement que le ciment anglais; mais il acquiert en peu de temps une dureté plus grande.

1338. Enfin, M. Lacordaire, ingénieur des mines, a rencontré depuis peu le ciment romain en Bourgogne, et on commence à s'en servir à Paris. Il est bien à désirer que des recherches convenablement dirigées, soient faites sur divers points du royaume pour retrouver ce ciment ou au moins des chaux hydrauliques qui s'en rapprochent.

D'après le rapport fait par M. Mallet à la Société d'encouragement de Paris, ce ciment présente non-seulement toutes les propriétés du ciment romain, mais encore il semble préférable, à quelques égards, au ciment des Anglais. Cette découverte importante peut avoir la plus heureuse influence sur nos grands travaux d'architecture hydraulique. Nul doute qu'une matière dont la composition est si simple ne puisse se retrouver dans beaucoup de pays. Il est du plus grand intérêt que des recherches de ce genre se poursuivent avec zèle, car elles ont pour but une amélioration immense dans l'art des constructions. Sous ce rapport les calcaires suivans, analysés par M. Berthier, se recommandent à l'attention des constructeurs et méri-

tent qu'on les essaie en grand, quoiqu'ils manquent de la densité qui paraît nécessaire à ces sortes de pierres.

Composition des calcaires.	1	2	3	4
Carbonate de chaux. . :	0,758	0,666	0,580	0,630
Carbonate de magnésie.	. . .	. . .	0,060	0,040
Silicate de magnésie. — Silice . . .	. . .	. . .	. . .	0,140
Silicate de magnésie. — Magnésie .	. . .	. . .	. . .	0,070
Argile — Silice.	0,164	0,334	0,334	0,060
Argile — Alumine.. . .	0,070			
Argile — Oxide de fer. .	0,008			
Eau.	. . .	. . .	0.026	0,050
Chaux produites par les calcaires ci-dessus.				
Chaux.	0,640	0,530	0,471	0,547
Magnésie	. . .	. . .	0,045	0,137
Silice.	. . .	. . .	. . .	0,218
Argile.	0.360	0,470	0,484	0,103

(1) Calcaire secondaire des environs de Nevers (Nièvre), route de Château-Chinon; compacte, gris jaunâtre, peu dur, à cassure terreuse.

(2) Calcaire marneux qui accompagne l'ocre de Pourain (Yonne); compacte, blanchâtre, à cassure unie, peu terreuse.

(3) Calcaire marneux d'eau douce de Pont-du-Château (Puy-de-Dôme); semblable au précédent.

(4) Calcaire marneux d'Argenteuil, près Paris; compacte, blanc jaunâtre, tendre, très-léger. Il fait gelée avec les acides.

1339. Dans le cas où l'on ne pourrait pas se procurer de calcaire propre à fournir du ciment, on parviendrait très-

probablement à le préparer artificiellement comme on prépare les chaux hydrauliques ordinaires. M. Berthier propose d'employer une partie d'argile plastique ordinaire ne contenant pas de sable, et deux parties de craie en volume; ou deux parties et demi de craie en poids. Ces matières doivent fournir dans ces proportions une chaux très-hydraulique, et qui prendrait aussi promptement que le ciment anglais. M. Berthier observe avec raison qu'il n'est pas probable que l'on puisse obtenir par ces mélanges des chaux hydrauliques capables d'acquérir une dureté et une solidité aussi grandes que le ciment naturel; ces qualités dépendent en effet, non-seulement de la composition de la matière, mais encore de son état de compacité. Les chaux hydrauliques s'éteignent sans changer de volume; plus elles ont de densité, et plus leurs molécules ont de facilité pour s'agréger entre elles, et en même temps moins la masse prend de retrait en se consolidant. Or, quoi qu'on fasse, les mélanges artificiels seront toujours plus légers que les pierres naturelles. Les pierres à ciment de Boulogne, d'Angleterre, de Russie et de Bourgogne doivent, sans doute, une partie de leurs qualités à leur compacité et à leur texture serrée.

Mortiers hydrauliques.

1340. Nous avons vu plus haut comment s'opère la solidification des mortiers à chaux grasse, on connaît déjà le rôle des pouzzolanes; il y a donc peu de chose à ajouter ici relativement aux mortiers hydrauliques. Toutefois, il est nécessaire de dire un mot des discussions dont ils ont été l'objet.

M. Vicat admet, comme cause principale de la solidification des mortiers, une action particulière que la chaux exerce sur les matières siliceuses que l'on emploie pour les faire. Il distingue celles-ci en sables siliceux, en pouz-

zolanes inattaquables par l'acide sulfurique, et en pouzzolanes attaquables par les acides. Suivant lui, la chaux grasse n'a d'action que sur les matières siliceuses de la seconde espèce, tandis que les chaux hydrauliques ont une affinité très-grande pour toutes, mais surtout pour celles de la première espèce.

M. John et M. Berthier pensent au contraire, que les sables que l'on mêle avec la bouillie de chaux pour faire les mortiers, sont tout-à-fait passifs. En effet la chaux caustique n'attaque ni le quartz ni aucune substance pierreuse.

Une telle divergence d'opinion, entre des savans aussi distingués, prouve que l'on n'a pas encore toutes les données nécessaires pour éclaircir ce sujet; je me bornerai donc à rapporter les faits.

1341. D'après M. Vicat, la résistance d'un prisme de plâtre ou d'argile décroît rapidement, lorsqu'on y introduit des proportions de plus en plus fortes de sable ordinaire. Il en est de même des chaux grasses. Un prisme de cette nature qui aurait une résistance égale à 38, descendra à 20 par l'interposition du sable. Tout cela est dans l'ordre des idées reçues.

Mais qu'on prenne une chaux hydraulique et qu'on en forme des prismes qui seront abandonnés à l'air. Leur résistance moyenne étant représentée par 20, l'addition du sable la portera à 77. La même chaux à l'état d'hydrate conservée sous une terre fraîche donnera 40, et mêlée de sable, elle ira jusqu'à 55. Ainsi, nul doute que l'addition du sable n'affaiblisse la cohésion des chaux grasses et n'augmente au contraire celle des chaux hydrauliques dans certaines limites.

D'un côté, les faits présentés par M. Vicat semblent difficiles à contester et de l'autre néanmoins les idées de M. John et de M. Berthier paraissent d'accord avec tout ce que l'on sait des circonstances qui favorisent ou empêchent les combinaisons.

CHAPITRE IX.

Plâtre.

1342. Le plâtre n'est autre chose que le sulfate de chaux naturel calciné au point convenable pour lui enlever son eau de cristallisation, sans lui faire éprouver la fusion ignée. Dans cet état, le plâtre réduit en poudre et gâché avec une quantité d'eau suffisante pour le mettre en bouillie, se prend en masse ferme au bout de quelques instans. Au moment où on le gâche, il s'échauffe un peu. Tous ces phénomènes se conçoivent facilement, en admettant que le plâtre reprend l'eau de cristallisation que la chaleur lui avait fait perdre et qu'il cristallise de nouveau. De là dégagement de chaleur et solidification par suite de l'entrelacement des cristaux formés. Pour que tous ces effets se produisent, il faut donc que la calcination du plâtre en chasse toute l'eau et qu'elle ne soit pas poussée au point de produire la fusion qui ne permettrait plus au plâtre d'absorber ce liquide. C'est là tout ce que l'art du plâtrier présente de difficile.

1343. Le plâtre chauffé à 115° c. perd toute son eau de cristallisation. Pour fondre, il exige une température rouge, et la distance qui sépare ces deux termes paraît assez grande pour qu'il soit facile en apparence de se tenir dans de bonnes limites. Toutefois, comme le plâtre est très-mauvais conducteur de la chaleur et qu'on est dans l'usage de le calciner en assez gros morceaux, il peut arriver que la surface des fragmens soit fondue et le centre imparfaitement calciné. Le même effet peut se reproduire entre des masses placées en divers points du

four, et l'on voit aisément par là, que cette opération si simple peut encore offrir quelques difficultés. Peut-être des fours à plâtre convenablement construits rendraient-ils l'opération plus régulière, mais dans leurs dispositions actuelles, ils exigent du soin et de l'attention pour éviter tout mauvais résultat.

1344. Le four à plâtre n'est autre chose qu'un parallélipipède vide fermé par trois murs de trois mètres de hauteur. L'un d'eux a trois mètres de large, les deux autres en ont six. On recouvre le four d'un toit qui préserve le plâtre de la pluie. La pierre à plâtre est disposée en tas soutenus par une espèce de pont de plusieurs arches, dans chacune desquelles un homme doit pouvoir entrer en rampant, jusqu'au fond du four. Les piles et les voûtes sont faites avec des morceaux de plâtre choisis.

1345. Quand le four est plein, on allume dans chaque arche un feu de bois, que l'on conduit doucement pour obtenir autant qu'on le peut une température uniforme dans toute la masse. Mais quelques soins qu'on y mette, les parties voisines du foyer ont trop de feu, celles qui en sont éloignées pas assez ; et celles qui sont au centre se trouvent généralement seules au point convenable. On peut éviter en grande partie ces inconvéniens, en calcinant le plâtre dans un four à réverbère, après l'avoir réduit en poudre. Comme on peut le remuer, il est facile de lui donner le degré précis de feu dont il a besoin.

1346. Le plâtre calciné doit être conservé dans un lieu sec. Il reprendrait sans cela, peu à peu, son eau de cristallisation par le contact de l'air humide et perdrait toutes ses propriétés. Il vaut mieux, par le même motif, ne le mettre en poudre qu'à mesure du besoin. Dans des lieux humides, le plâtre n'est pas d'un bon emploi, à cause de sa solubilité dans l'eau. Aussi, faut-il éviter de s'en servir dans les fondations. Il faut éviter aussi de l'employer pendant l'hiver, car l'eau qu'il absorbe venant à se congeler, toute aggré-

gation serait détruite par la dilatation que la glace éprouve au moment de sa formation.

1347. Les mouleurs employent du plâtre choisi et généralement assez pur. Dans la bâtisse, on préfère le plâtre qui contient 12 à 13 pour 100 de carbonate de chaux, comme celui de Montmartre. On a cru long-temps que ce carbonate de chaux était converti en chaux par la calcination, et on expliquait ainsi la plus grande ténacité de ce plâtre impur. Mais M. Gay-Lussac a montré que le carbonate n'était pas altéré, et il attribue ses bons effets ou plutôt les bonnes qualités du plâtre qui en renferme à une cause étrangère à la présence du carbonate de chaux. Il est certain que le carbonate n'est pas décomposé dans la cuisson du plâtre; il l'est aussi que les plâtres tendres ne sont pas améliorés par l'addition d'une quantité de chaux ou de craie semblable à celle qu'on observe dans le plâtre de Paris.

1348. En conséquence, M. Gay-Lussac pense que la dureté relative des plâtres cuits et gâchés, est en rapport avec leur dureté avant la cuisson. Ainsi, les pierres à plâtre denses doivent donner des plâtres durs et denses aussi; et les pierres à plâtre légères ou tendres donneront à leur tour des plâtres tendres.

CHAPITRE X.

Verre, cristal, strass et émaux.

1349. La découverte du verre est sans contredit l'un des plus importans service que la chimie ait rendu à la civilisation. Sans parler des usages économiques du verre, et en le considérant seulement sous le rapport de ses emplois dans l'étude des phénomènes naturels, on ne peut mettre en doute l'influence singulière qu'il a exercée sur

les progrès de la raison humaine. C'est par son secours que l'astronomie est parvenue à un degré de perfection si admirable; c'est encore lui qui a permis aux naturalistes d'étudier, à l'aide du microscope, une foule de phénomènes qui échappaient à nos sens. Mais, ce qui caractérise surtout notre civilisation moderne, c'est l'emploi qu'en ont fait les physiciens et les chimistes dans leurs expériences. Il n'est pas besoin d'une étude approfondie de la chimie pour reconnaître que c'est au verre qu'elle doit tous les progrès qui ont permis d'en établir la théorie actuelle, si féconde en applications merveilleuses.

1350. Il est vraiment curieux que le verre, qui s'applique à tant d'usages, que les chimistes emploient si souvent, et dont les propriétés ont une influence si prononcée dans ses diverses applications, n'ait pourtant jamais été l'objet d'une série d'expériences propres à fixer la théorie de sa fabrication. Ce n'est pas néanmoins que cette théorie ne soit à peu près établie; mais ce n'est guère dans les ouvrages publiés sur le verre qu'il faut la chercher : presque tous ont été écrits à une époque où le rôle que la silice joue dans la fabrication du verre n'était pas défini; et, parmi les ouvrages récens, aucun ne mérite de fixer l'attention. Je regrette que la forme et les limites de cet ouvrage ne me permettent pas de donner plus d'étendue à ce chapitre; mais j'essaierai du moins de rassembler tout ce que l'on sait de précis, tant sur l'histoire et les propriétés du verre, que sur sa fabrication.

1351. S'il fallait en croire Pline, dont la version a si souvent été reproduite d'une manière absolue, bien qu'il la rapporte en termes très-dubitatifs, la découverte du verre se serait faite par hasard. Des marchands de soude phéniciens, ayant pris terre sur les bords du fleuve Bélus, voulurent préparer leurs alimens sur le rivage. Faute de mieux, ils se servirent de quelques blocs de soude pour supporter le vase qui contenait les alimens, et pendant

leur cuisson, ces blocs fondirent et transformèrent en verre le sable sur lequel ils reposaient. Quand on connaît la température nécessaire à la préparation du verre le plus fusible, et qu'on a vu seulement l'intérieur d'un four de verrerie en activité, on conçoit combien ce récit est peu vraisemblable.

1352. Le hasard a eu sans doute sa part dans l'invention du verre; mais on aurait pu trouver, parmi les arts connus des anciens des phénomènes plus propres à réveiller l'attention d'un esprit observateur. La fabrication des poteries, l'extraction des métaux exigent l'emploi d'un feu violent et soutenu, ce qui suffit pour que des silicates fusibles, plus ou moins analogues au verre, prennent véritablement naissance. Qu'un potier intelligent ait essayé de reproduire à volonté les larmes vitreuses qui se formaient accidentellement sur ses produits; qu'à force d'essais il soit arrivé à reconnaître l'influence des cendres sur l'argile, et qu'il soit ainsi parvenu à produire le verre, cela se conçoit aisément. Quoi qu'il en soit, l'anecdote rapportée par Pline doit être mise au rang de ces vaines suppositions, par lesquelles les anciens commentateurs ont souvent essayé de suppléer au silence de l'histoire, et qui se sont transformées plus tard en articles de foi, par quelque méprise de copiste ou par quelque erreur d'un nouveau commentateur.

1353. Ce qui n'est point douteux, c'est que le verre a été connu des Phéniciens qui, pendant long-temps, en ont pour ainsi dire conservé le monopole, favorisés par la réunion du natron, du sable et du combustible, dans un pays placé d'ailleurs sur les bords de la mer.

Il n'est point question du verre dans la Bible, ce qui permet de croire que les anciens Egyptiens ne l'ont pas connu, bien qu'on ait dit que les verreries de l'Egypte ont précédé celles de Tyr et de Sidon. D'après Pline et Strabon, les verreries de Sidon et celles d'Alexandrie étaient

fort célèbres et produisaient des ouvrages très-perfectionnés; car déjà on taillait, on gravait, on dorait le verre, et on faisait même des verres colorés à l'imitation des pierres précieuses, c'est-à-dire qu'on pratiquait déjà ce que l'on fait de nos jours; ce qui annonce une fabrication très-ancienne. Les Romains employaient le verre à divers usages, qui indiquaient aussi une fabrication active. On a trouvé à Herculanum des vitres évidemment faites par un procédé de soufflage plus ou moins analogue à celui qu'on a employé dans les temps modernes.

Il paraît certain que les procédés de fabrication conservés en Phénicie y ont été pris aux douzième et treizième siècles par les Européens, du temps des croisades. Transportée d'abord à Venise, qui fit long-temps le monopole du verre, cette industrie fut établie en France par Colbert.

1354. Mais quoique dès la plus haute antiquité, les procédés de fabrication aient été fort analogues à ceux qu'on emploie aujourd'hui, il ne faudrait pas croire que l'industrie du verre ne s'est point ressentie des progrès de la chimie moderne. Bien loin de là, on peut le dire avec assurance, cette industrie a suivi le mouvement comme les autres, et tous ces procédés sont devenus bien plus simples, depuis qu'elle trouve, à bon marché, des alcalis purs dans le commerce. Toutefois les procédés et la fabrication, considérés dans leur ensemble, n'ont souffert que des modifications qu'un examen peu attentif pourrait faire considérer comme assez légères. Parmi les écrivains modernes qui ont écrit sur la fabrication du verre, Agricola, le plus ancien de tous, décrit des fourneaux et des procédés fort analogues à ceux qu'on emploie encore de nos jours.

Plus tard, Néri, Merret, Kunckel, Henckel, Pott, Achard et quelques autres chimistes, se sont occupés de la fabrication du verre; mais on doit classer à part, comme ouvrages remarquables sur cette matière, celui de Néri, les mémoires de Bosc d'Antic, l'article de M. Allut dans

l'*Encyclopédie méthodique*, et l'ouvrage de Loysel. Malheureusement tous ces ouvrages sont incomplets ou écrits à une époque où les matières employées différaient trop, par leur impureté, de celles dont on se sert de nos jours, pour que les phénomènes observés alors, puissent être fort utiles à connaître maintenant.

1355. Depuis que les recherches de Berzelius ont mis hors de doute le caractère acide de la silice, la composition générale du verre ne peut plus offrir de difficultés. Le verre est un véritable sel, un silicate à base de potasse, de soude, de chaux, d'oxide de fer, d'alumine ou d'oxide de plomb, dans lequel on peut remplacer l'une de ces bases par l'autre, pourvu qu'il reste toujours une base alcaline. La silice peut d'ailleurs être remplacée, à son tour, en partie par l'acide borique, sans que le verre perde ses caractères principaux.

Quoique, aux yeux de la chimie, la potasse, la soude, la chaux, l'oxide de plomb, l'alumine et l'oxide de fer jouent le même rôle, il est pourtant bien évident que, dans l'application, l'emploi de l'un de ces corps ne peut pas être substitué d'une manière indifférente à celui de l'un ou de l'autre de ses analogues. Il en résulte nécessairement dans le produit des différences de fusibilité, de ductilité, de dureté, etc., dont il faut tenir compte. De là, la nécessité de classer les verres selon leur composition; c'est aussi par là que nous commencerons l'histoire du verre. Nous ferons connaître ensuite les propriétés générales des corps vitreux et les propriétés particulières de chaque espèce. Nous examinerons aussi la composition qui leur est propre, ainsi que les procédés généraux de fabrication. Nous terminerons cette étude, par l'examen détaillé des diverses espèces et par l'exposition des procédés spéciaux qui conviennent à leur fabrication.

Classification et composition des verres.

1356. On donne le nom de verre à toute substance composée, fusible à une température élevée, solide à la température ordinaire, cassante et éclatante, soit en masse, soit en fragmens; mais, dans les arts, le nom de verre est réservé à des silicates dont les bases peuvent varier, ce qui permet d'établir les espèces suivantes :

1° *Verre soluble.* Silicate simple de potasse ou de soude, ou bien mélange de ces deux silicates.

2° *Verre de Bohême. Crown-glass.* Silicate de potasse et de chaux.

3° *Verre à vitre ou objets analogues.* Silicate de potasse ou de soude et de chaux.

4° *Verre à bouteille.* Silicate de potasse ou de soude, de chaux, d'alumine et de fer.

5° *Cristal ordinaire.* Silicate de potasse et de plomb.

6° *Flintglass.* Silicate de potasse et de plomb, plus riche en plomb que le précédent.

7° *Strass.* Silicate de potasse et de plomb encore plus riche en plomb que le flint.

8° *Émail.* Silicate et stannate ou antimoniate de potasse ou de soude et de plomb.

Tous ces verres peuvent être teints par des silicates colorés, qu'on mélange dans leur masse pendant qu'ils sont fondus. Ce sera l'objet d'une étude spéciale. De même on examinera séparément l'art de peindre le verre, qui dans ces derniers temps a fait de si heureux progrès en France.

1357. *Verre soluble.* Le verre soluble est un composé dont la connaissance eût épargné bien des fautes aux verriers. C'est, comme on l'a dit, un silicate simple à base de potasse ou de soude, et, chose remarquable, ce corps est soluble dans l'eau bouillante sans résidu, quoique peu altérable par le contact de l'eau froide. Toutefois, il est bien évident qu'un semblable verre doit être fortement

hygrométrique, et, parmi les nombreux exemples que l'on pourrait citer, je me bornerai à rappeler le suivant, pour montrer les inconvéniens qui en résultent. En 1780, on faisait en même temps, en France, des verres de Bohême dont le procédé était alors une importation récente, au moyen des deux recettes suivantes :

	A Bayel, en Champagne.	A Etembac, dans les Vosges.
Silice	100	100
Potasse	100	100
Chaux	point	100

Or, tandis que le verre des Vosges était inaltérable à l'air, celui de Champagne manquait de limpidité, de brillant et de solidité, et attirait l'humidité de l'air à tel point, que le pied creux des verres à boire se remplissait, dans les magasins, d'une dissolution saturée de carbonate de potasse. A ce fait rapporté par Bosc d'Antic, on pourrait en joindre beaucoup d'autres qui prouveraient la nécessité indispensable de la chaux ou de l'oxide de plomb pour la fabrication des verres qui doivent résister à l'action de l'eau ou à celle de l'air humide.

1358. Le verre soluble, fabriqué pour l'objet spécial que M. Fuchs a eu en vue, c'est-à-dire son application sur les bois ou les tissus qu'on veut rendre incombustibles, est composé de telle manière, que la silice contient sept fois plus d'oxigène que la potasse, ou, ce qui revient au même, que, pour sept atomes de silice, il s'en trouve un de potasse. Ce verre est donc composé de

7 at. silice	= 1348	ou bien	69,88
1 at. potasse	= 587		30.12
	1935		100,00

Il paraît que le verre soluble à base de soude ne conserve sa solubilité qu'autant que la dose de soude est plus grande ; elle peut même être portée jusqu'à deux atomes

pour sept de silice, sans que le verre devienne soluble à froid.

1359. *Verre de Bohême.* M. Perdonnet, qui a eu l'occasion de visiter une verrerie en verre de Bohême à Neuvelt, a bien voulu me faire connaître le dosage que l'on y emploie. C'est le suivant :

Quartz	100
Chaux caustique. . . .	50
Carbonate de potasse. .	75

Salpêtre, acide arsenieux, peroxide de manganèse en quantités convenables.

1360. Le verre pris dans cette verrerie, par M. Perdonnet, a été analysé, par M. Gras, dans le laboratoire de l'École des mines. Cette analyse a donné.

Silice.	71,6	= 37,1 oxig.	
Chaux..	10,0	= 2,81	= 7,83
Potasse. . . .	11,0	= 1,86	
Alumine.. . .	2,2	= 1,02	
Magnésie. . .	2,3	= 0,89	
Oxide de fer..	3,9	= 1,20	
Ox. de mang.	0,2	= 0,05	
	101,2		

La silice contient à peu près cinq fois l'oxigène des bases.

1361. Dans un verre de Bohême d'ancienne fabrication, j'ai trouvé

Silice. . . .	69,4	= 36 oxig.	
Alumine.. .	9,6	= 4,48	9,04 oxig. des bases.
Chaux.. . .	9,2	= 2,57	
Potasse. . .	11.8	= 1,99	

Ce qui donnerait exactement le rapport de 1 : 4 entre l'oxigène des bases et celui de l'acide.

M. Batka m'a assuré que dans quelques verreries d'Allemagne, on emploie le silicate de chaux (*wollastonite*) dans la fabrication du verre de Bohême.

1362. *Crown-glass.* Le crown est aussi un verre à base

de potasse et de chaux. J'ai fait l'analyse d'un crown de fabrique allemande, dans lequel la quantité d'oxigène de de ces deux bases est sensiblement la même. La silice contient à peu près quatre fois plus d'oxigène que les bases. Voici l'analyse de ce crown, regardé comme très-bon par M. Cauchoix.

Silice.	62,8 =	32,6 ox.	
Alumine, oxide de fer et de manganèse. . .	2,6 =	1,2 id.	8,4 ox. des bases.
Chaux.	12,5 =	3,5 id.	
Potasse.	22,1 =	3,7 id.	

En calculant les résultats, d'après la supposition que les quadri-silicates s'y trouvent atome à atome, on a

1 at. potasse	= 588 ou bien	23,8
1 at. chaux	= 356	14.3
8 at. Silice	= 1540	61,9
1 at. crown	= 2484	100,0

1363. *Verre à vitres.* Le verre à vitres est généralement formé de silice, de soude et de chaux. Comme l'atome de la soude diffère peu de celui de la chaux, il en résulte que dans le verre à vitre la quantité de silice varie à peine, bien qu'il renferme des quantités fort différentes de chaux : celle-ci remplace alors presque poids pour poids une portion de la soude. Dans le verre à vitres bien fait, la silice contient environ quatre fois l'oxigène des bases.

1364. Outre la soude et la chaux, le verre a vitres contient toujours de l'alumine provenant, soit du sable, soit des creusets, soit du sel de soude employé. Il paraît que la quantité d'alumine augmente, quand on diminue celle de la chaux. Cette dernière base, employée en doses convenables, doit donc ménager les creusets. On ne peut douter que l'alumine qui se trouve dans le verre n'ait une influence marquée sur ses propriétés, quand la quantité en devient considérable. L'alumine rend, sans aucun doute,

le verre plus dur, moins fusible et plus facile à dévitrifier. Il faut donc éviter dans le choix et le dosage des matières, tout ce qui tend à prolonger la fusion, car on perd du combustible et on gâte les creusets. La présence de l'alumine dans les verres tend à modifier leur loi de saturation, car l'alumine exige moins de silice que les autres bases.

1365. On peut apprécier ces diverses assertions par les analyses suivantes.

No 1.	Silice..	69,65 =	36,21	oxigène.	36,21
	Alumine	1,82 =	0,85		
	Chaux	13,31 =	3,72	= 8,45 × 4 = ...	33,80
	Soude	15,22 =	3,88	ox. de la silice en excès =	2,41
No 2.	Silice	69,25 =	36,69	oxigène	36,69
	Alumine	2,20 =	1,02		
	Chaux	17,25 =	4,83	= 8,72 × 4.	34,88
	Soude	11,30 =	2,87	ox. de la silice en excès =	1,81
No 3.	Silice	68,55 =	35,64	oxigène.	35,64
	Alumine	2,40 =	1,12		
	Chaux	16,17 =	4,52	= 8,92 × 4 = ...	35,68
	Soude	12,88 =	3,28	ox. de la silice en moins =	0,04
No 4.	Silice	68,65 =	35,6	oxigène.	35,6
	Alumine	4,00 =	1,86		
	Chaux	9,65 =	2,70	= 9,06 × 4 = ...	36,24
	Soude	17,70 =	4,50	ox. de la silice en moins =	0,64

Nous reviendrons sur cette question, en nous occupant de la peinture sur verre. Pour le moment, contentons-nous d'observer que le véritable état de saturation du verre à vitres paraît se réaliser, quand la silice contient 4 fois l'oxigène des bases réunies, pourvu qu'il ne contienne pas beaucoup d'alumine, car alors l'état de saturation change tout-à-fait.

1366. *Verre à glaces.* Il est toujours à base de chaux et de soude. Sous le rapport de la pureté de la teinte, on aurait avantage à remplacer la soude par de la potasse; les glaces se trouveraient ainsi débarrassées du ton verdâtre ou bleuâtre qu'elles offrent toujours, et on pourrait vraisemblablement augmenter la dose de la chaux que l'on a soin de tenir faible dans ces sortes de verres, pour éviter la dévitrification. Voici l'analyse d'un verre à glaces :

Silice. . .	75,9 =	39,4	oxigène	
Alumine.	2,8 =	1,3	id.	} = 6,7 oxigène.
Chaux . .	3,8 =	1,0	id.	
Soude.. .	17,5 =	4.4	id.	
	100,0			

1367. Ce verre ne diffère donc du verre à vitres que par les proportions; mais les différences, sous ce rapport, sont notables. Dans le verre à vitres, en effet, pour chaque atome de soude, il y a toujours au moins un demi-atome de chaux. Dans le verre à glaces, au contraire, pour un atome de soude, on ne trouve qu'un quart d'atome de chaux. Dans le verre à vitres, en réunissant l'alumine et la chaux, l'oxigène de ces bases terreuses dépasse toujours l'oxigène de la soude. Dans le verre à glaces, l'oxigène de la chaux et de l'alumine font à peine la moitié de celui de la soude. Toutes ces circonstances font que le verre à glaces est plus fusible, plus altérable et moins dur que le verre à vitres; mais il est aussi moins cassant et moins

prompt à se dévitrifier. On remarque dans l'analyse qui précède que la quantité d'oxigène de la silice est à peu près six fois celle des bases. Ce qui tend à confirmer que le verre à glaces se rapproche en effet beaucoup du verre soluble.

1368. *Verre à bouteilles.* La composition de ce verre doit être très-variable, quant aux proportions des matières qui le constituent ; mais quant à leur nature, tout porte à croire qu'ils offrent entre eux peu de différence. On y rencontre toujours de la silice, de l'alumine, de l'oxide de fer, de l'oxide de manganèse en petite proportion, de la chaux, de la potasse et de la soude, ou bien seulement l'une de ces bases alcalines.

Voici l'analyse du verre à bouteilles de la manufacture de Sèvres.

Silice.	53,55.		= 26,7 oxig.
Alumine.	6,01	= 2,8 oxig.	= 4,5 id.
Peroxide de fer.	5,74	= 1,7 id.	
Chaux.	29,22	= 8,2 id.	= 9,1 id.
Potasse.	5,48	= 0,9 id.	
	100,00		

Dans ce verre, la composition est, comme on voit, bien définie, puisque, d'une part, la silice contient deux fois plus d'oxigène que les bases, tandis que, de l'autre, l'alumine et l'oxide de fer contiennent moitié moins d'oxigène que la chaux et la potasse. On aurait donc un atome de bi-silicate d'alumine ou de peroxide de fer et deux atomes de bi-silicate de chaux ou de potasse, pour la composition de ce verre.

Voici l'analyse d'un autre verre à bouteilles.

Silice	45,6 =	. . . . . .		= 23,66 oxigène.	
Alumine.	14,0 =	6,58 oxig.	}	= 8,50	id.
Peroxide de fer. .	6,2 =	1,92 id.			
Chaux.	28,1 =	7,64 id.	}	= 8,64	id.
Potasse	6,1 =	1,00 id.			
	100,0				

Au lieu de bi-silicates, nous trouvons donc ici des sesquisilicates. Au lieu du rapport de 1 à 2 entre l'oxigène des bases indifférentes et celui des bases alcalines, nous trouvons le rapport de 1 : 1. Ces différences permettent de penser qu'il peut en exister de plus grandes encore.

Ce dernier verre se dévitrifie bien plus facilement que le premier.

1369. *Cristal.* Il est toujours formé de silice, potasse et oxide de plomb ; mais le rapport de ces trois corps varie selon que le four est chauffé au bois ou à la houille. Dans ce dernier cas, on augmente la proportion de l'oxide de plomb. Voici deux analyses de cristal.

Silice..	56 =	29	oxigène.	
Chaux	2,6 =	0,72	id.	} 4,47 oxig. des bases.
Ox. de plomb.	32,5 =	2,25	id.	
Potasse. . . .	8,9 =	1,50	id.	

Cristal de Vonêche fait à la houille, analysé par M. Berthier.

Silice.	61,6 =	31,7	oxigène.	
Ox. de plomb.	33,0 =	2,3	id.	} 3,3 oxig. des bases.
Potasse. . . .	6,0 =	1,0	id.	

Ces analyses montrent sans aucune espèce de doute, que la loi de saturation du cristal varie, et que l'oxigène des bases est à celui de l'acide dans le rapport de 1 : 7 ou de 1 : 9.

1370. *Flint-glass.* Cette espèce de verre diffère essentiellement du cristal ordinaire, sinon pour la nature, du moins pour l'état de saturation des élémens et pour les

quantités relatives de silicate de plomb et de silicate de potasse. Voici la composition du flint-glass de M. Guinaud.

Silice.	42,5
Alumine.	1,8
Oxide de plomb. .	43,5
Chaux.	0,5
Potasse.	11,7
Acide arsénique. .	trace.
	100,0

Si on représente cette composition par deux atomes de silicate de potasse et trois atomes de silicate de plomb, en admettant que l'oxigène de la base, soit à celui de la silice dans le rapport de 1 : 4, dans l'un et l'autre de ces silicates, on trouve la composition suivante :

2 at. potasse	= 1179	ou bien	12,6
3 at. ox. de plomb	= 4183		45,5
20 at. silice	= 3852		41,9
1 at. flintglass	= 9214		100,00

1371. *Strass.* La composition du strass nous offre encore le rapport de 1 : 4 entre l'oxigène des bases et celui de la silice; mais dans le strass, on trouve entre les silicates de potasse et de plomb, un rapport bien différent de celui qu'on observe dans les deux autres verres plombeux. Voici l'analyse du strass de M. Douault Wieland.

Silice.	38,2
Alumine.	1,0
Oxide de plomb. . .	53,0
Potasse.	7,8
Borax.	trace.
Acide arsenique. . .	trace.
	100,0

En supposant que le strass soit formé d'un atome de silicate de potasse, pour trois atomes de silicate de plomb, et en admettant, du reste, le rapport de 1 : 4 entre l'oxigène des bases et celui de la silice, on trouve les résultats suivans :

1 at. potasse	= 588	ou bien	6,9
3 at. oxide de plomb	= 4183		53,6
16 at. silice	= 3081		39,5
1 at. strass	= 7852		100,0

Résultats conformes à ceux de l'analyse, quand on a fait abstraction des matières accidentelles, c'est-à-dire le borax, l'alumine et l'acide arsénique. Les fabricans ont tenté bien d'autres proportions sans doute ; mais, ils ont probablement trouvé dans celles-ci, quelques qualités particulières qui ont déterminé le choix en leur faveur.

1372. *Émail.* Ce composé diffère essentiellement des précédents par la présence de l'acide stannique. On sait que les fabricans d'émail emploient des recettes assez variées ; les uns y font entrer de la soude, les autres de la potasse, quelques-uns préfèrent un mélange de ces deux bases. La dose d'acide stannique elle-même n'a rien de fixe et paraît susceptible de varier dans de larges limites. Mais, toutefois, on verra par l'analyse suivante que ce verre si particulier, tend à passer à l'état de saturation que les autres nous ont offert. Cette analyse a été faite sur un émail blanc, d'origine inconnue.

Silice.	31,6 =	16,4 oxig.	= 18,4 oxigène.
Acide stannique	9,8 =	2,0 id.	
Ox. de plomb..	50,3 =	3,6 id.	= 4,9 oxigène.
Potasse.	8,3 =	1,3 id.	
	100,0		

L'oxigène des bases est à peu près le quart de celui des acides.

Propriétés du verre.

1373. Nous allons examiner maintenant les propriétés générales du verre, c'est-à-dire, l'action du feu et celle des principaux agens chimiques. Nous étudierons aussi les propriétés physiques de ce corps si remarquable, et principalement celles qui se rattachent à ses usages économiques.

Les diverses espèces de verre comprises dans le tableau précédent sont toutes capables d'éprouver une fusion complète à une température élevée, et généralement d'un rouge cerise ou au-dessus. Les verres à base de plomb sont les plus fusibles, et ils le sont d'autant plus, qu'ils renferment une quantité plus considérable d'oxide de plomb. Les verres ordinaires le sont au contraire d'autant moins, qu'ils contiennent davantage de chaux et d'alumine. Ainsi, le strass, le flintglass et le cristal sont plus fusibles que le verre ordinaire, et celui-ci l'est un peu plus que le verre à bouteilles.

1374. Les verres à plusieurs bases, peuvent éprouver diverses altérations, quand ils sont fondus et refroidis lentement. La silice se partage entre ces bases, et forme ainsi des composés à proportions définies qui cristallisent chacun séparément ; de telle sorte, que le mélange intime des matières qui constituent le verre se trouve ainsi détruit ; le verre devient alors *très-dur*, *fibreux*, *opaque*, *beaucoup moins fusible*, *meilleur conducteur de l'électricité et de la chaleur* ; c'est ce que Réaumur appela du *verre dévitrifié*, lorsqu'il observa ce phénomène dont la découverte lui est due.

La dévitrification du verre est un phénomène général qui se présente sur toutes les espèces de verre, mais surtout sur les verres à plusieurs bases terreuses, et plus difficilement sur les verres plombifères ou sur les verres

simplement alcalins. On le produit presque toujours en fondant le verre, et l'abandonnant à un refroidissement très-lent, ou bien en chauffant le verre au point de le ramollir, et le soumettant à une chaleur prolongée et à un refroidissement gradué. L'opération réussit mieux sur le verre à bouteille que sur tous les autres, puis vient le verre vert ordinaire, puis le verre blanc, ensuite le verre simple à base de soude, après celui-ci le cristal, et le verre simple à base de potasse le dernier.

Cette propriété exerce une si grande influence sur la fabrication du verre, qu'il est difficile de n'en pas faire immédiatement l'application. Elle explique en effet, pourquoi dans la fabrication des bouteilles, on évite avec tant de soin de réchauffer plusieurs fois la masse de verre qu'on veut façonner. Elle se dévitrifierait véritablement au bout de peu d'instans; le verre deviendrait dur, peu fusible, et présenterait une foule de grains solides, disséminés dans une matière encore molle; de là, le nom de *verre galeux* que lui donnent les ouvriers. On conçoit de même pourquoi le verre vert et même le verre blanc ordinaire, et à plus forte raison le verre à bouteilles, ne peuvent être façonnés à la lampe d'émailleur qu'autant que l'ouvrier porte une célérité convenable dans son travail. S'il y met trop de lenteur, qu'il soit obligé de réchauffer à plusieurs reprises le tube de verre qu'il veut souffler, la masse se dévitrifie encore, et tous les phénomènes que nous venons de décrire, se manifestent. En vain, essaie-t-il alors de souffler une boule, toute la force de ses poumons n'y suffit pas; le verre n'est plus assez mou. D'ailleurs la matière devient alors rugueuse, à demi opaque, et presque infusible.

On conçoit par les mêmes principes, combien il importe de choisir avec soin les verres qu'on destine à fournir des masses volumineuses et épaisses, telles que celles qu'on destine à la fabrication des lentilles nécessaires

aux grands instrumens d'optique. Le refroidissement de semblables masses est nécessairement très-lent, ce qui amène la dévitrification du verre. On ne peut donc guère réussir, qu'avec le verre à base de plomb et de potasse, et le verre à base de potasse et de chaux. Aussi, ces deux sortes de verre, qui constituent le *flint* et le *crown*, sont-ils employés exclusivement à la fabrication des objectifs pour les lunettes astronomiques.

La dévitrification des verres est donc un phénomène du plus grand intérêt, et sur lequel l'attention des verriers ne saurait trop être dirigée. Elle en paraîtra plus digne encore quand nous ferons remarquer qu'en raison de ses propriétés, le verre dévitrifié peut remplacer la porcelaine dans presque tous ses usages. Ainsi, pour les besoins de la chimie, on peut faire des tubes, des cornues, des ballons, des capsules qui résistent au feu non moins aisément que les vases de porcelaine, qui sont aussi peu perméables que le verre ordinaire, qui résistent fort bien aux acides, et qui enfin peuvent s'obtenir d'une seule pièce sous mille formes variées que le moulage de la porcelaine ne fournirait qu'avec peine. C'est une industrie à créer et une industrie bien importante, car elle pourrait fournir des vases d'une poterie salubre, élégante, et d'un prix peu élevé.

M. D'Arcet à qui tant de branches de l'industrie doivent de si heureux perfectionnemens, n'a point négligé celle-ci. Il a fait en verre à bouteilles dévitrifié des camées, des carreaux d'appartement, des porphyres, des mortiers et des pierres colorées pour la mosaïque, dont les propriétés précieuses seront appréciées tôt ou tard. Qu'un fabricant habile monte ce travail avec soin et l'on peut assurer qu'il en tirera bon profit.

1375. Examinons maintenant ce phénomène plus en détail.

Pour effectuer la dévitrification du verre, Réaumur

choisissait le verre à bouteilles ordinaire ou le verre vert. Il remplissait les vases d'un mélange de plâtre calciné et de sable blanc réduits en poudre fine. Il les introduisait dans une caisse en terre, qui elle-même était remplie d'un semblable mélange, en ayant soin que les vases fussent bien isolés les uns des autres, ainsi que des parois de la caisse; l'espace vide étant occupé par le plâtre et le sable. La caisse ainsi préparée, munie d'un couvercle et lutée, était portée dans un four à faïence et abandonnée à elle-même pendant toute la durée d'une cuisson. Au bout de ce temps, le verre était entièrement dévitrifié.

La cassure de ce verre est soyeuse, et quand on l'examine avec attention, elle suffit pour montrer comment s'est opéré le phénomène. En effet, précisément au milieu de son épaisseur, le verre présente une ligne brune, et c'est sur ce point que se réunissent une infinité de petites aiguilles cristallines partant de la surface extérieure et intérieure du vase. Ces aiguilles, parfaitement parallèles entre elles, sont d'ailleurs perpendiculaires à la surface du verre, ainsi qu'au plan passant par la ligne de jonction, qui suit elle-même toutes les variations de forme que le vase peut offrir. Ajoutons, que dans les vases imparfaitement dévitrifiés, les deux surfaces présentent des aiguilles semblables, mais trop courtes pour se rencontrer, et par conséquent séparées par une portion plus ou moins grande de verre ordinaire qui occupe la partie moyenne de l'épaisseur du vase. Il est donc évident, qu'une cause quelconque détermine la cristallisation du verre; que cette cause agit sur les surfaces d'abord, et se propage ensuite vers la partie moyenne, jusqu'à ce que les cristaux partis des deux points opposés viennent à se rencontrer.

1376. M. Dartigues s'est assuré que le cément n'était point indispensable, et que le verre à bouteilles, chauffé seulement au rouge pendant quelques jours, se dévitrifiait entièrement. On verra plus bas néanmoins, que la potasse se

volatilise pendant la dévitrification, ce qui indique l'utilité d'un cément siliceux qui joue alors le rôle d'un corps absorbant, à la manière de l'acide sulfurique dans l'expérience de Leslie.

Reaumur n'avait pas bien compris la théorie du phénomène de la dévitrification, et plus tard Keir, Pajot-des-Charmes et quelques autres observateurs, en examinant et décrivant les cristallisations qui se trouvent quelquefois dans le verre, ne saisirent pas non plus la liaison intime de ces deux classes de faits. Les recherches de M. Dartigues ainsi que celles de M. Fleuriau de Bellevue, ont mis hors de doute l'identité complète de ces deux phénomènes.

La dévitrification est donc une cristallisation du verre. L'expérience prouve que le verre lentement refroidi cristallise presque toujours, quand le passage de l'état liquide à l'état solide s'est opéré assez doucement pour que les arrangemens moléculaires convenables aient pu s'effectuer. Mais il me semble, qu'en appliquant cette idée d'une manière absolue aux verres dévitrifiés de Réaumur, on tomberait dans un grave erreur que l'analyse nous apprend à éviter. Il existe, en effet, dans les verres dévitrifiés ou cristallisés deux classes distinctes.

La première classe comprend les verres qui, au moyen d'une chaleur prolongée et quelquefois à l'aide d'un cément convenable, sont parvenus à un état de combinaison homogène, et ont pris la forme cristalline, en perdant quelques-uns de leurs principes constituans.

La seconde classe comprend les verres qui, au moyen d'une solidification très-lentement opérée, se sont partagés en deux ou plusieurs composés différens, dont les uns ont conservé l'état vitreux, tandis que les autres ont pris une forme cristalline régulière,

1377. Voyons de plus près ce qui se passe dans les deux cas. On sait déjà comment on effectue la dévitrification, d'après Réaumur. Nous allons en examiner

d'abord les résultats. L'analyse d'un tube de verre à bouteilles dévitrifié, par M. D'Arcet, à la verrerie de la Garre, à Paris, nous a donné les résultats suivans :

Silice.	52,0	= 27 oxig.	
Alumine..	12,0	= 5,6 id.	} 7,6
Sesquioxide de fer et de manganèse. . . .	6,6	= 2,0 id.	
Chaux..	27,4	= 7,6 id.	} = 7,8
Perte ou potasse. . . .	2,0	= 0,2 id.	
	100,0		

En comparant cette analyse avec celle du verre à bouteilles ordinaire, on voit que s'il reste de la potasse, la quantité s'en trouve au moins réduite au tiers ou à la moitié de la quantité ordinaire. Du reste, cette analyse montre que l'échantillon analysé est formé d'un atome de sesqui-silicate de fer ou d'alumine, et d'un atome de bi-silicate de chaux ou de potasse.

Il est peu probable qu'on obtint le même résultat pour tous les verres analogues, quant à ce qui concerne l'état de saturation des silicates, ou leur rapport entre eux; mais, il est certain que la potasse se volatilise presque en entier par la dévitrification opérée à la manière de Réaumur, et que les autres produits s'arrangent, soit pour constituer un seul silicate, soit pour en former plusieurs qui restent mélangés.

M. D'Arcet a trouvé, il est vrai, que le verre à bouteilles se dévitrifiait, sans changer de poids. Cela peut arriver en effet, lorsque l'oxigène, absorbé par le passage de l'oxide de fer à l'état de sesqui-oxide, se trouve égal en poids à la potasse volatilisée.

Les changemens chimiques qu'on observe dans la dévitrification du verre à bouteilles consistent donc :

1° Dans la perte d'une partie ou de la totalité de la potasse.

2° Dans le passage d'une partie ou de la totalité du protoxide de fer et de manganèse à l'état de sesquioxides.

3°. Dans la formation d'un ou de plusieurs silicates définis et cristallisés, au moyen des produits restans.

1378. Le second procédé de dévitrification se présente quelquefois seul, mais souvent en même temps que le précédent. M. Bontems a bien voulu me faire connaître les curieux résultats d'une expérience faite en grand, à la verrerie de Choisy-le-Roi, dans laquelle ce procédé est bien distinct du précédent. On a fait un verre avec 100 de sable et 40 de carbonate de soude parfaitement pur et sec. Ce verre refroidi rapidement, était transparent comme à l'ordinaire. On l'a refondu et on l'a soumis à un refroidissement lent, pour que la solidification se fît elle-même avec lenteur. On a obtenu ainsi un verre laiteux, grenu, et évidemment dévitrifié par places. Les parties dévitrifiées ont été refondues et refroidies rapidement après la fonte, ce qui a fourni de nouveau un verre ordinaire. Celui-ci, par une nouvelle fusion et par un refroidissement prolongé, a donné du verre mieux dévitrifié que la première fois. Enfin, les portions qui offraient la dévitrification la plus parfaite, ayant été fondues encore et brusquement refroidies, ont fourni de nouveau du verre doué de ses caractères ordinaires.

Cette expérience remarquable suffit déjà pour établir que dans la solidification lente du verre, il s'établit un partage des élémens, au moyen duquel un silicate défini se cristallise et se sépare ainsi de la masse restante.

Il existe dans le cabinet de l'école polytechnique, une masse de verre détachée d'un fond de creuset. A la surface, se trouve une croûte opaque, blanche, cristallisée en aiguilles et d'une épaisseur régulière de quelques millimètres. Tout le reste de la masse est d'une parfaite transparence, mais on observe dans l'intérieur de celle-ci une

foule de prismes blancs et opaques, semblables à la croûte extérieure, tantôt isolés; tantôt accolés par groupes de deux, trois, quatre, etc., et formant des étoiles; tantôt plus nombreux encore et formant alors des sphéroïdes. La dévitrification s'est donc opérée ici, à la surface, par suite de l'évaporation de la potasse et dans la masse même, au moyen du partage qui résulte d'un refroidissement lent.

Voici l'analyse des deux sortes de verre que renferme ce morceau.

	Portion transparente.	Portion cristallisée.		
Silice.	64,7 = ...	68,2 =	36,14	oxig.
Alumine. . . .	3,5 = ...	4,9 =	2,28	id.
Chaux.	12,0 = ...	12,0 =	3,3	id.
Soude.	19,8 = ...	14,9 =	3,8	id.
	100,0	100,0		

Il est évident que la potasse s'est séparée en quantité considérable du verre, au moment de la cristallisation. Il ne l'est pas moins, que tandis qu'on ne trouve aucune relation simple entre les élémens du verre transparent, on observe, au contraire, dans le verre cristallisé, une composition nette et bien définie. Car, l'oxigène de l'alumine est à peu près le tiers de celui de la potasse et de la chaux, et l'oxigène de ces trois bases se trouve assez exactement, le quart de celui de la silice. C'est donc un composé d'un atôme de quadri-silicate d'alumine et de trois atômes de quadri-silicate de soude ou de chaux. Ce qui revient, au reste, à la composition du verre à vitres ordinaire.

1379. Il paraît donc probable d'après cela, qu'au moment où le verre est soumis à une lente solidification, il s'en sépare le composé défini le moins fusible auquel ses élémens puissent donner naissance, celui-ci prenant alors l'état cristallin.

Si les analyses précédentes n'avaient point résolu la question, celle-ci suffirait pour démontrer que tous les

verres sont des silicates à proportions définies ou du moins des mélanges de divers silicates définis dissous l'un par l'autre.

On est autorisé à conclure de là, qu'en prolongeant suffisamment le temps de la solidification d'une masse vitreuse, il pourrait s'en séparer successivement des composés de plus en plus fusibles, la base alcaline se concentrant de plus en plus dans les résidus successifs. On concevrait par là, ce qui se passe dans la solidification des laves, qui ont tant d'analogie avec les produits qui nous occupent, et l'on se rendrait compte de la formation des cristaux de nature si variée qu'elles présentent dans leur masse.

En résumé, la dévitrification est une cristallisation du verre due à la formation de composés définis infusibles à la température actuelle au moment de la dévitrification. Tantôt, cette infusibilité s'obtient par la volatilisation de la base alcaline; tantôt, par un simple partage, celle-ci passant alors dans la portion du verre qui conserve l'état vitreux. Tous les verres peuvent donc se dévitrifier, car tous les verres sont capables de passer à l'état de silicates définis, et par conséquent de silicates cristallisables. Les verres qui contiennent à la fois des oxides indifférens et des oxides basiques, se dévitrifieront mieux que les autres, par la tendance qu'ont à s'unir en proportions définies les silicates indifférens et les silicates basiques. Enfin, les verres dévitrifiés jouiront de propriétés très-variables, car leur composition elle-même différera complétement selon la nature des verres et les circonstances de la dévitrification. Ainsi, tantôt le verre dévitrifié sera boursouflé ou cristallisé en aiguilles d'un volume considérable; c'est ce qui arrive avec le verre à vitres. Tantôt, il sera cristallisé en aiguilles très-fines ou même simplement transformé en une masse opaline et sans apparence de cristaux. C'est le cas du verre à bouteilles.

1380. Quant le verre a été chauffé au point de se ramollir et qu'on l'expose à un refroidissement brusque, il est très-cassant; quand, au contraire, on le soumet à un refroidissement très-lent, il devient capable de résister sans se rompre, à des chocs assez forts, et il résiste également bien à des variations de température assez brusques. On a comparé ces phénomènes à la trempe de l'acier, et quoique les explications qu'on en a données soient peu satisfaisantes, nous devons entrer ici dans quelques détails, en raison de l'importance pratique du sujet.

On met en évidence le fait général d'une manière fort simple; que l'on prenne, en effet, du verre fondu, et qu'on le laisse tomber goutte à goutte dans de l'eau froide, chaque goutte se solidifiera subitement et prendra la forme d'une larme; la petite masse qui s'est détachée de la canne, ayant filé pendant quelques instans avant de s'en détacher complètement. On a donc ainsi, une masse de verre plus ou moins volumineuse et généralement sphéroïde ou ovoïdale, terminée par une queue qui finit en pointe très-effilée. La surface de ce verre est plus dure qu'à l'ordinaire; mais dès que l'on vient à casser la petite queue, toute la masse vole en éclats, avec une légère détonation. On connait ces petits appareils sous le nom de *larmes bataviques*. On en explique le jeu en supposant que, par l'immersion dans l'eau froide, la surface du verre s'est subitement solidifiée, les parties centrales étant encore rouges de feu, et par conséquent fortement dilatées. Quand à leur tour, ces dernières se sont solidifiées et refroidies, elles ont du conserver des points d'adhérence avec la surface et elles occupent par conséquent, un volume plus grand que celui qui convient à la température à laquelle elles se trouvent ramenées; les molécules centrales se trouvent donc plus écartées qu'à l'ordinaire, et elles exercent sur l'enveloppe une traction très-forte. Dès l'instant où une portion de l'enveloppe se trouve rompue, les molé-

cules qu'elle retenait se contractent vivement, entraînent avec elles toutes les autres, et déterminent ainsi une foule de points de rupture ; comme cet effet est instantané, chaque fragment se trouve lancé avec force, et chasse l'air au devant de lui ; ce fluide éprouve donc une dilatation et une contraction brusque d'où résulte la détonation qui se fait entendre.

Le même effet se produit sous une autre forme, dans ce qu'on nomme la *fiole philosophique*. C'est une espèce de tube court, épais et fermé par un bout, qu'on obtient dans les cristalleries, en soufflant une petite masse de verre pour juger de l'état du verre dans les creusets pendant la fonte. Ces tubes sont fort épais, car ils doivent permettre d'apprécier exactement la teinte du verre. Ils sont exposés à un refroidissement assez brusque, parce que l'objet qu'on se propose n'exige aucun soin à cet égard. On accélère même ce refroidissement, en agitant dans l'air la canne qui supporte le petit tube. Celui-ci se trouve donc par le fait, dans un état fort analogue à celui des larmes bataviques. Les couches intérieures ont éprouvé un refroidissement lent, et les couches extérieures au contraire, un refroidissement rapide ; aussi, quand on frappe même très fortement ces tubes en dehors, ils ne cassent point, tandis que le moindre choc en dedans, suffit pour les faire sauter en éclats, avec une détonation semblable à celle qui a lieu dans les larmes bataviques. Une petite bille, un fragment de verre qu'on laisse tomber dans l'intérieur du tube, suffisent même pour déterminer la rupture.

Ce sont des phénomènes plus ou moins analogues qui se produisent dans les vases de verre un peu épais, qu'on livre au commerce. Par de légères variations de température, comme celles qui ont lieu quand on les transporte d'une chambre sans feu dans une chambre chaude, il arrive quelquefois que ces verres éclatent tout à coup,

sans cause apparente. On conçoit, que plus les verres sont épais et plus aussi les effets de cette espèce s'y produisent facilement. Les tubes de verre un peu épais et surtout ceux qui sont d'inégale épaisseur, sont aussi très-sujets à se fendre, et ordinairement la fente se prolonge dans toute la longueur du tube. Mais les tubes de verre ne sont pas soumis à l'opération particulière, au moyen de laquelle on cherche à donner aux verres ordinaires un peu plus de solidité.

1381. Cette opération qui porte le nom de *recuit*, consiste à soumettre le verre à un refroidissement très-lent. Elle se pratique par diverses méthodes; tantôt, on place le verre à recuire dans des fours particuliers que l'on chauffe jusqu'au rouge et qu'on abandonne à un refroidissement lent, après en avoir fermé toutes les issues. Tantôt, le recuit s'exécute dans de longues galeries, dans lesquelles on place des caisses de tôle liées les unes aux autres par des crochets. La galerie est chauffée sur un seul point. Pendant tout le reste du trajet, les caisses de tôle et le verre qu'elles contiennent éprouvent un refroidissement qu'on peut rendre aussi lent qu'on le veut, en prolongeant le séjour des caisses dans la galerie. Cette disposition est la meilleure de toutes, car la partie chauffée ne se refroidit jamais, et le service est très-facile puisque d'un côté, on retire le verre recuit, et que de l'autre on enfourne à mesure le verre à recuire. C'est un système de four qui devrait être adopté dans toutes les fabrications où l'on veut chauffer une matière à un point fixe, et dans lesquelles le réchauffement et le refroidissement doivent l'un et l'autre se faire avec lenteur. C'est ce qui a lieu pour la cuisson des poteries.

Il paraît que le recuit ordinaire du verre, soit qu'il ait été mal fait, soit qu'il n'ait pas un effet durable, laisse toujours quelque chose à désirer. On emploie pour quelques objets un moyen de recuit fort simple, mais très-coûteux s'il fallait s'en servir en grand.

Il consiste à placer les vases de verre dans une bassine, en ayant soin de les séparer par un peu de foin ou de paille. On remplit d'eau les vases et la bassine et on porte le liquide à l'ébullition. On laisse ensuite le tout refroidir lentement. Les vases ainsi traités sont, pour ainsi dire, assurés contre tout changement brusque de température compris dans un intervalle de 100° ou environ. On pourrait, en se servant d'un bain d'eau chargée de quelque sel, d'un bain d'huile ou d'un bain d'alliage fusible, étendre cette méthode à des températures plus distantes.

L'efficacité du procédé repose sur la grande différence qui existe entre la faculté conductrice de l'air et celle des liquides. Nul doute que, dans l'opération du recuit dans l'air, divers points de la surface ne se refroidissent à des taux différens, circonstance qui ne peut jamais se présenter dans le recuit opéré sous une masse liquide.

Il est bien connu dans les laboratoires que les vases qui ont accidentellement subi un recuit de cette espèce se trouvent par cela même très-propres à supporter, sans casser, des changemens rapides de température.

1382. Quand le verre n'a point été recuit, on le coupe très-facilement en lui faisant éprouver un changement de température un peu brusque; à l'instant même une fente très-nette se détermine sur le point échauffé ou refroidi brusquement. Les verriers mettent sans cesse cette propriété à profit pour détacher de la canne les vases qu'ils façonnent, pour couper ceux-ci en divers sens, etc. Mais quand le verre a été recuit, on ne parvient plus aussi facilement à le fendre par ce moyen. Il faut en général, avoir recours alors à un trait de lime pour déterminer la première rupture. Quand le verre a été entamé par la lime, qu'on le chauffe au moyen d'un fer rouge ou d'un charbon ardent, et qu'on touche ensuite le point échauffé avec une goutte d'eau froide, la rupture s'opère subitement; la fente une fois com-

mencée, il suffit pour la prolonger de chauffer le verre du côté où l'on veut la diriger, et à quelque distance du point où elle s'est arrêtée d'abord. La dilatation que l'air renfermé dans la fente éprouve par l'action de la chaleur, tend à élargir celle-ci, et produit, en quelque sorte, l'effet du coin, effet qui s'ajoute à celui qui provient de l'inégale dilatation que le verre lui-même a éprouvée. Dans les laboratoires où l'on a, sans cesse, à découper des vases de verre de diverses formes, on se sert pour les chauffer, de petits cylindres formés avec de la poudre de charbon mise en pâte avec de l'eau gommée. Ces charbons brûlent lentement à l'air, mais en soufflant sur le point enflammé, on rend la combustion suffisamment vive et la pointe se maintient conique pendant toute la durée de l'opération. On arrive au même résultat, en faisant usage, comme M. Lebaillif, de petites baguettes de bois qu'on a fait bouillir dans une dissolution de nitrate de plomb. Ces baguettes séchées, brûlent assez vivement pour développer à la pointe, la haute température dont on a besoin.

Ces moyens s'appliquent surtout aux verres cylindriques; les verres plats se coupent si facilement au moyen du diamant, qu'on n'emploie pas d'autre méthode pour eux. A ce sujet, M. Wollaston a fait des observations fort ingénieuses.

1383. Le diamant raye toujours le verre. Dans certains cas, il le coupe, mais il faut des conditions particulières. Lorsqu'on songe depuis combien de temps le diamant est employé pour couper le verre, on s'étonne qu'on n'ait pas donné d'explication de cette propriété, et que les circonstances dont elle dépend n'aient été convenablement examinées que dans ces derniers temps, par M. Wollaston.

Rayer et couper sont deux choses bien distinctes. Dans le premier cas, la surface est irrégulièrement brisée sous la forme d'un sillon raboteux; dans le second, on produit

une fissure unie, une fente légère qui peut être continuée sans interruption d'une extrémité à l'autre de la glace qu'on veut rompre. L'artiste adroit fait un petit effort sur une des extrémités de cette ligne, et la fente qu'il forme se prolonge presque toujours jusqu'à l'autre.

On sait depuis long-temps que les substances plus dures que le verre ont la propriété de le rayer; mais on avait généralement pensé que celle de le couper appartenait exclusivement au diamant; tout en admettant que sa grande dureté contribue à rendre ce genre d'action durable, M. Wollaston pense que cette propriété dépend d'un effet mécanique qu'on peut retrouver avec d'autres substances.

Quand un diamant est façonné par un lapidaire, toutes ses surfaces sont à peu près planes, et conséquemment les lignes suivant lesquelles elles se coupent, ou les arêtes, sont des lignes droites; mais dans les diamans naturels, qui sont ceux que les vitriers emploient toujours, et surtout dans ceux dont ils se servent de préférence, les surfaces sont généralement courbes; en sorte que par leurs intersections elles donnent naissance à des arêtes curvilignes. Si l'on place le diamant de telle sorte qu'une de ses arêtes soit tangente, près de ses extrémités, à la fissure qu'on veut produire, et si les deux faces adjacentes sont également inclinées à la surface du verre, on aura satisfait aux conditions qui rendent l'opération facile. La courbure de l'arête étant peu considérable, les limites de l'inclinaison sont très-rapprochées; si le manche qui porte le diamant est trop ou trop peu élevé, une des extrémités de la courbe portera angulairement sur le verre, et ce point tracera un rayon très-irrégulier. Quand au contraire le contact est convenablement formé, on obtient une simple fissure produite par la pression latérale des deux faces du diamant; pression qui s'exerce également de chaque côté. Par ce moyen, les portions contiguës de la surface du verre tendent à se séparer plus que l'élasticité des parties inférieu-

res ne le comporte, et une séparation partielle des élémens du verre, une fente peu profonde en résulte.

1384. On pourrait penser que la faiblesse du verre, dans la partie égrainée par le diamant, détermine la direction de la rupture; mais le fond de ce sillon a une grande largeur quand on le compare à une fissure convenable. Dans un des cas, la force qui doit rompre le verre se répand sur un espace de quelque étendue et peut être facilement déviée; dans l'autre, elle est successivement appliquée aux divers points de la ligne mathématique qui forme le fond de la fissure, et suit toujours la même direction à cause de la facilité avec laquelle l'adhésion des parties est détruite.

La profondeur à laquelle pénètre la fissure produite par le diamant ne paraît pas surpasser 1/200 de pouce; M. Wollaston s'est assuré qu'on peut totalement changer la direction de la fracture dans tel ou tel autre point, en égrainant une portion de la surface; et par une moyenne entre plusieurs expériences, cette opération n'avait pas diminué l'épaisseur du verre de plus de 6/1000 de pouce.

La forme de l'arête du diamant étant la principale cause des effets qu'il produit, d'autres minéraux doués d'une dureté suffisante pourraient présenter des résultats analogues, si l'on rendait leurs arêtes un peu courbes. M. Wollaston, ayant donné cette forme à un saphir, à un rubis spinelle, à un fragment de cristal de roche et à quelques autres corps, trouva que chacun d'eux avait pendant un temps plus ou moins long la propriété de former dans le verre des fissures nettes. Il paraît très-probable que la durée singulière de l'action des diamans coupans provient de ce que la dureté est plus grande dans la direction des angles naturels de ce cristal que dans tout autre sens. On remarque, en effet, dans quelques cristaux faciles à tailler en divers sens, qu'ils offrent divers degrés de dureté selon la direction des faces.

1385. Il n'est personne qui ne connaisse les récits relatifs à la découverte d'un verre malléable. Si par là, on entend un verre capable de s'étendre en lames sous le marteau à la température ordinaire, tout porte à croire que cette merveille ne sera pas réalisée de long-temps. Si, au contraire, on veut parler de la ductilité du verre incandescent, il reste à cet égard peu de chose à faire, et les expériences de Réaumur ont prouvé qu'elle était très-grande. C'est même sur cette faculté que repose tout l'art du verrier. Mais, tandis que dans les ouvrages ordinaires de verrerie, on ne pousse jamais le verre aux dernières limites de sa ductilité, on y parvient presque dans l'art curieux du fileur en fils de verre.

L'art de filer le verre consiste à l'allonger en fils, quand il a été ramolli, au moyen d'une roue sur laquelle le fil s'enroule. Par ce moyen, on est parvenu à filer le verre avec une étonnante rapidité.

Quand on tire un morceau de verre creux, le trou se conserve toujours, quelle que soit la finesse du fil. M. Deuchar a pris un morceau de tube de thermomètre, dont le diamètre intérieur était très-petit, et l'a tiré en fils. La roue dont il s'est servi avait trois pieds de circonférence, et comme elle faisait 500 tours par minute, on obtenait 30,000 mètres de fil par heure; en sorte que le fil était d'une finesse extrême, et que son diamètre intérieur était à peine calculable. Ce fil était pourtant creux, car étant coupé par morceaux d'un pouce et demi de longueur, et placé sur le récipient d'une machine pneumatique, un bout en dedans, l'autre en dehors, il a laissé passer le mercure en petits filets brillans lorsqu'on a fait le vide dans le récipient.

Le fil provenant d'un petit morceau de verre à vitre, coupé avec un diamant, a présenté un éclat très-grand; vu au microscope, il offrait une forme aplatie avec quatre angles droits très-distincts. Il est très-probable qu'il doit à cette forme particulière la supériorité de son éclat; car

les fils provenant de morceaux de verre ronds ont toujours une apparence sombre.

En réunissant du verre de diverses couleurs en un seul tube, le fil qui en provient conserve toutes les couleurs primitives sans qu'elles se mélangent et sans qu'on y remarque aucune interruption; mais la plupart se ternissent par l'opération, particulièrement le jaune, qui disparaît; le noir passe même quelquefois au brun; le pourpre et le vert sont un peu altérés, mais le bleu résiste bien.

Les échantillons de verre filé sont aussi souples que la soie, et peuvent aisément être roulés à la manière du fil commun, et employés en ornemens. Au toucher, ils ressemblent aux cheveux, et comme eux peuvent être bouclés et d'une manière permanente, en les roulant sur un fer chaud. Les fils provenant du verre noir ont une si grande ressemblance avec les cheveux noirs, qu'on les confond souvent ensemble. On sait que dans le dernier siècle, il a été fabriqué des perruques en fil de verre; qu'on s'en sert ncore quelquefois pour faire des aigrettes fort brillantes, enfin qu'on en a même tissé des étoffes. La mode pourra quelque jour ressusciter ce genre d'industrie. On prétend que l'usage de ces objets de vêtement en verre, peut offrir quelque danger, des filamens détachés pouvant être entraînés par la respiration et portés dans le poumon; cela paraît peu vraisemblable.

1386. La pesanteur spécifique du verre est en rapport avec sa composition. Les verres alcalins calcaires sont les plus légers, le verre à bouteilles vient ensuite, puis les verres plombifères. Voici quelques résultats :

Verre de Bohême.	2,396	Verre à vitres....	2,642
Crown.	2,487	Verre à bouteilles.. . .	2,732
Glaces de Saint-Gobin .	2,488	Cristal	2,9 à 3,255
Glaces de Cherbourg.. .	2,506	Flintglass.	3,3 à 3,6

En ce qui concerne le cristal et le flint, la densité peut

suffire pour donner une idée assez exacte de leur composition. Il n'en est pas de même des autres espèces de verre, les différences de densité de leurs principes constituans étant trop peu prononcées.

Loysel a essayé d'établir des formules qui permissent de passer de la densité à la composition, mais elles sont tout-à-fait inapplicables. A peine, si pour les verres plombeux on pourrait en espérer quelque avantage. Ces rapports varient par tant de causes qu'il faudrait, pour les établir d'une manière sûre, se limiter à certains verres et les tirer d'expériences si délicates et si multipliées, qu'il vaut mieux avoir recours aux méthodes ordinaires de l'analyse chimique, dont les résultats seront toujours plus assurés.

1387. Parmi les propriétés chimiques du verre, il en est quelques-unes qui méritent un examen attentif. Nous allons les passer en revue, en les classant d'après un ordre très-simple, savoir : l'effet de l'air ou des corps désoxigénans, celui de l'eau, celui des acides et celui des bases.

1388. L'air ou l'oxigène froids ou chauds, pourvu qu'ils soient secs, n'exercent aucune action sur les verres. Il n'en est pas de même de l'air humide, comme on va le voir plus bas.

Il est évident que les corps désoxigénans peuvent, au contraire, agir à l'aide de la chaleur sur les verres qui renferment des oxides de fer ou de manganèse, et surtout de l'oxide de plomb. En effet, quand on chauffe des verres plombeux avec du charbon ou dans un courant d'hydrogène, ces verres éprouvent très-promptement une altération profonde. L'oxide de plomb se réduit, et le plomb métallique mis à nu communique au verre une teinte noirâtre. Cet effet est même si rapide, que l'on ne peut travailler le cristal à la lampe d'émailleur sans le noircir profondément, si l'on ne se sert pas de précautions particu-

lières. Celle qui réussit le mieux consiste à placer un peu de savon sur la mèche de la lampe; la flamme change tout à coup d'aspect et ne noircit plus le cristal. Il est probable que la présence du savon altère la capillarité de la mèche et diminue l'ascension de l'huile.

En se rappelant que les verres qui renferment de la silice et des oxides terreux ou alcalins n'éprouvent jamais de réduction, et que les autres oxides qui peuvent s'y rencontrer sont réduits, quoique plus difficilement, par les agens qui les réduiraient s'ils étaient libres, on aura une idée nette de ces résultats.

1389. L'eau n'agit pas sur tous les verres; mais pourtant il en est un grand nombre qu'elle tend à décomposer en silicate alcalin soluble et silicate terreux et alcalin insoluble. Elle produit en quelque sorte le même partage qui résulterait d'un refroidissement lent ou de la dévitrification du verre. Les verres à vitre, ou ceux qui ont une composition analogue, sont altérés de cette manière, et très-profondément par l'eau bouillante. Depuis long-temps, Schéele en a fait la remarque. De telle sorte, que l'eau qu'on fait bouillir long-temps dans des vases de verre, devient alcaline et se trouble par la portion de silicate terreux et alcalin insoluble qui forme le résidu de son action, et qui, se détachant des parois du vase, reste en suspension dans le liquide. Cet effet est même si prononcé sur le crown, le verre à glace et certains verres à vitre, qu'il suffit de les réduire en poudre fine et de les mettre en contact avec l'eau froide pour qu'ils lui communiquent une réaction alcaline. Enfin, ces mêmes verres sont presque toujours assez hygométriques pour se recouvrir d'une légère couche d'eau, quand on les expose au contact de l'air humide.

Cette action de l'eau permet d'expliquer un assez grand nombre de phénomènes que l'on a occasion d'observer sur les verres, et principalement sur les verres à base de

chaux et de soude ou de potasse. Tout le monde sait que les glaces polies se ternissent quelquefois à l'air. Ce résultat tient au dépôt d'une couche d'eau hygrométrique; on l'observe également sur les verres des instrumens d'optique. Si le verre est bien fait, l'effet ne va pas plus loin; mais s'il est trop alcalin, l'eau déposée en attaque peu à peu la surface et produit ainsi une décomposition semblable à celle que l'on vient d'étudier; dès lors le verre est terni sans remède, ou du moins il faut le polir de nouveau. Quelquefois l'aspect terne est peu sensible, et déjà l'altération est très-profonde; on s'en aperçoit dès qu'on essaie de chauffer le verre. Sa surface se détache en écailles très-minces et lamelleuses qui imitent par la régularité de leurs cassures le phénomène qui donne naissance à la *porcelaine truitée*. Mais, dans le verre, les écailles soulevées sont très-petites, se détachent entièrement et tombent sous forme d'une poussière farineuse. Le verre reste ainsi complétement dépoli, rugueux et presque opaque. Les tubes de verre, les ballons, les cornues et même les verres à pied qui, dans les laboratoires, sont long-temps exposés à l'air humide, offrent très-souvent ce phénomène. Dans cet état, les tubes ne peuvent plus être chauffés à la lampe sans perdre leur poli. Les verres de montre sont presque toujours dans ce cas. Les verres des instrumens d'optique le présentent très-souvent aussi; il paraît même que les verres qui ont été polis sont plus exposés à cet effet que les verres ordinaires. On sait en effet, que les verres qui n'ont pas été polis, offrent une surface plus brillante et plus dure, ce qui semble dû à l'espèce de trempe que celle-ci a subie au moment du refroidissement. Il est donc possible que le polissage rende les verres plus attaquables, en mettant à nu la partie intérieure de la masse et détruisant la couche dure qui la garantissait.

Les vitres des maisons ou des hôtels, d'une date an-

cienne, présentent souvent une surface terne et dépolie, dont il faut attribuer l'origine à une semblable cause. Lorsque l'eau hygrométrique a attaqué le verre, les moindres changemens de température en font éclater la surface, qui devient ainsi terne, dépolie, ou du moins, fendillée et disposée à se soulever en écailles par le moindre frottement. Cet effet se remarque surtout dans les vitres des écuries; celles-ci, au bout de quelques années, se trouvent toujours tellement altérées qu'elles offrent tous les phénomènes de décomposition de la lumière que produisent les lames minces; aussi, sont-elles irisées et quelquefois d'une manière fort remarquable par l'intensité et la pureté des couleurs (1).

1390. Puisque l'eau seule peut agir sur le verre avec tant d'énergie, on concevra facilement que la potasse et la soude en dissolution concentrées puissent attaquer le verre. On a peu étudié ce genre de réaction. Au rouge, non-seulement la potasse et la soude, mais tous les carbonates et toutes les bases de la première section se combinent avec les élémens du verre pour constituer des verres plus basiques. Quand on se sert de carbonate, l'acide carbonique est chassé. On peut même dire que tous les oxides non décomposables par la chaleur, chauffés avec le verre,

(1) C'est encore la même cause qui produit l'altération si remarquable des verres anciens que l'on retrouve dans les ruines ou dans les tombeaux. Leur surface est entièrement décomposée quelquefois. Elle est devenue opaque, et le moindre frottement la fait tomber en pellicules minces et légères, qui offrent toutes les couleurs de l'iris. Quand on a détaché la partie décomposée de la surface extérieure d'une fiole, on la croirait étamée. Mais il n'en est rien, cet aspect est dû à la couche intérieure de verre décomposé, qui à raison de son opacité parfaite renvoie toute la lumière qui traverse la partie encore transparente. On retrouve donc ici, mais seulement avec plus d'intensité, tous les effets que l'on peut observer si fréquemment sur les vitres des écuries.

se combinent avec lui et forment ainsi des verres transparens ou opaques, colorés ou incolores, plus ou moins attaquables que le verre employé, selon les doses. En général, quand on augmente beaucoup la dose de l'oxide qu'on ajoute, on rend le verre soluble dans les acides. C'est ce qu'on fait pour l'analyse du verre, quand on le traite par le carbonate de soude, par le carbonate de baryte ou par l'oxide de plomb.

1391. A leur tour, les acides doivent agir sur les verres avec facilité; parmi eux l'acide hydrofluorique doit être classé à part, à cause de son action toute particulière. Les autres acides tendent à décomposer le verre en s'emparant des bases, et mettant la silice à nu.

Parmi les verres à bouteilles, il en est beaucoup qui résistent à l'action du vin (1), et qui toutefois sont fortement attaqués par les acides nitrique, hydrochlorique et sulfurique. Il se forme des sels de chaux, de fer, d'alumine et de l'alun, quand on se sert d'acide sulfurique; ce dernier acide produit dans l'intérieur des bouteilles, des mammelons cristallins dont la base finit par percer le vase; ces mammelons ont quelquefois la grosseur d'une fève; dans tous les cas, la silice devenue libre, se prend en gelée.

Les verres à base de plomb sont d'autant plus attaquables, qu'ils sont plus riches en plomb. Le cristal bien fait résiste très-bien. Il en est de même des verres à vitres; trop alcalins, ils sont attaqués, et très-facilement; bien

(1) Le verre à bouteilles trop riche en alumine est un de ceux que les acides attaquent le plus facilement. On a vu de ces verres que le bitartrate de potasse contenu dans le vin attaquait assez vite pour que l'altération fût déjà sensible au bout de peu de jours. Le sel d'alumine produit, décolore le vin et lui communique une saveur désagréable. La bouteille se corrode et il s'en détache un dépôt floconneux. En même temps il se dépose des cristaux de divers sels.

faits, ils résistent; aussi, quand un verre se dépolit par la chaleur, est-on sûr qu'il est attaquable par les acides (1).

1392. Nous avons dit que l'acide hydro-fluorique agit sur le verre d'une manière spéciale. En effet, comme cet acide transforme la silice en eau et en fluorure de silicium, il en résulte qu'il doit agir sur tous les verres; son action serait même toujours prompte et complète, si la formation d'une certaine quantité de fluorure double de silicium et de sodium, ou de potassium, ou d'aluminium, ou de calcium ou de plomb, fluorures doubles, qui sont tous peu solubles ou insolubles, ne diminuait le contact, et par conséquent l'effet produit.

L'acide hydro-fluorique attaque pourtant le verre vite et facilement, quand l'action s'exerce sur une petite surface et qu'on emploie beaucoup d'acide. On tire parti de cette propriété pour graver le verre; l'acide s'emploie gazeux ou liquide selon l'occasion et le but qu'on se propose; l'acide gazeux donne des traits opaques, l'acide liquide en fournit de transparens.

Pour graver sur verre au moyen de l'acide gazeux, on nettoye le verre, on le sèche bien, on le chauffe et on y verse un vernis fondu qne l'on y étale en couche homogène. Ce vernis est formé de cire et de térébenthine; il

(1) C'est sur cette action des acides que M. Guyton Morveau a basé un procédé propre à l'essai des verres. Il place le verre à essayer dans un creuset, l'entoure de sulfate de fer du commerce, couvre le creuset et le chauffe au rouge. Par la calcination, le sulfate de fer laisse dégager de l'acide sulfurique anhydre qui réagit d'autant mieux sur le verre que la température est élevée. Les bons verres résistent à cette épreuve, les mauvais sont plus ou moins corrodés. Ce mode d'essai peut être remplacé très-avantageusement par un autre, qui consiste à réduire le verre en poudre fine et à soumettre celle-ci à l'action de l'acide nitrique pur et bouillant. L'acide détruit les verres trop basiques plus vite et plus complétement que les verres d'une composition bien saturée.

doit être assez mou pour que le burin l'enlève sans l'écailler; on le forme en général d'une partie de térébenthine pour quatre parties de cire. Quand le verre est froid, le vernis a repris un peu d'opacité, mais point assez pour empêcher de calquer; on passe alors un burin sur le vernis en suivant les traits du dessin, et on entame le vernis jusques au verre. Quand le dessin est tracé, on expose le verre ainsi préparé, à l'action de la vapeur hydrofluorique. Pour cela, on se sert d'une caisse en plomb ou d'un vase en terre; on y place du fluorure de calcium pulvérisé avec de l'acide sulfurique concentré; on mêle bien, on place le vase sur un feu très-doux, et on pose sur son orifice le verre qu'il s'agit de graver. Au bout de quelques minutes, à partir du moment où la vapeur a commencé à se dégager, l'opération est terminée : on enlève le verre, on emporte le vernis en le fondant et l'essuyant avec un linge doux.

Si, au lieu d'exposer le verre à l'action de l'acide en vapeurs, on le plonge dans de l'acide liquide faible, le même effet s'obtient au bout de peu d'instans.

Mais quand on veut produire un dessin pur et correct, avec des demi-teintes et des ombres fortes, il faut avoir recours à un procédé plus délicat et plus long; il faut aussi se servir d'un vernis particulier. C'est au moins ce qui résulte des observations de M. Hann, qui est en effet parvenu à reporter sur verre les dessins les plus compliqués d'effet, et à les rendre tous au ton désiré (1).

(1) Pour obtenir une gravure sur verre bien soignée, très-délicate, et d'une profondeur différente et déterminée, on couvre le verre avec un vernis. Le meilleur est l'huile de lin siccative, où mieux encore le vernis gras de copal noirci avec le noir de fumée calciné, parfaitement broyé et délayé dans l'essence de térébenthine. Les couches doivent être minces; il faut qu'elles soient bien sèches avant d'en mettre une nouvelle. On cesse de couvrir

Fabrication du verre.

1393. On n'a pas de notions certaines sur les procédés mis en usage par les anciens pour la fabrication du verre. Mais, depuis l'époque où Agricola a décrit cet art, la disposition générale des fours, le mode de fabrication et la nature des matières employées ont éprouvé des modifications de détail, mais pas de changement dans leur ensemble.

le verre de vernis, dès qu'on s'aperçoit que la lumière ne le traverse que très-difficilement. La couche de vernis ne doit pourtant pas être trop épaisse, le vernis en serait disposé à s'écailler, principalement dans les points où les traits doivent être très-rapprochés ou croisés.

Le verre préparé, on calque le dessin, et on enlève le vernis avec des pointes de graveurs, ou de simples aiguilles de différentes forme et grosseur. Pour plus de commodité on éclaire le dessin par dessous, en l'inclinant à peu près de 45° sur un pupitre percé d'une fenêtre. Cette position du verre permet d'apercevoir les traits les plus délicats.

Après avoir fait le dessin, il faut le ronger avec l'acide hydro-fluorique liquide; mais avant de commencer cette opération, il faut essayer le verre aussi bien que l'acide. On fait cet essai préliminaire sur un petit coupon du même verre, couvert du même vernis. On divise ce coupon en cinq ou six parties; on fait sur chacune de ces parties quelques traits à l'aiguille, et on commence à les couvrir successivement, et de minute en minute, au moyen d'un pinceau, avec l'acide hydro-fluorique liquide. Lorsque l'acide a agi pendant une minute sur la dernière portion, il a donc été en contact avec le verre pendant deux minutes sur la précédente et pendant six minutes sur la première. Cela fait, on lave le coupon à grande eau, et on enlève le vernis au moyen d'un couteau et de l'essence de térébenthine. Il n'est plus difficile de fixer le temps convenable pendant lequel on doit faire agir cet acide sur le dessin, pour être sûr de réussir, et pour le ronger à une profondeur voulue. On porte alors l'acide sur le dessin, au moyen d'un pinceau de poil de chameau, et après le temps déterminé par l'essai de réaction, on lave à grande eau et on le débarrasse du vernis.

Les planches qui accompagnent cet ouvrage, nous dispensent de décrire les fours à verrerie. Nous pouvons nous contenter de dire ici que les matières à vitrifier ayant été préalablement frittées dans la plupart des cas, sont soumises à une température convenable dans des creusets d'une argile très-réfractaire. On élève la température jusqu'à ce que la masse vitreuse soit devenue bien homogène et bien pure; puis on le laisse tomber jusqu'à ce que le verre ait acquis la consistance nécessaire pour le travail.

1394. Les réactions qui se passent dans le creuset sont très-faciles à comprendre. En effet, si on a mêlé de la silice, du carbonate de soude et du carbonate de chaux, la silice s'empare de la soude et de la chaux, et l'acide carbonique se dégage. De même, si on a mêlé de la silice, du carbonate de potasse et du minium, ce dernier repasse à l'état de massicot, et la silice se combine ensuite avec le massicot et la potasse. On a donc d'abord un dégagement d'oxigène, puis un dégagement d'acide carbonique.

Ces dégagemens de gaz qui accompagnent constamment la production du verre, expliquent la présence si fréquente des *bulles* dans la masse vitreuse. Pour chasser ces bulles, on est obligé de porter la température très-haut, afin que le verre devienne bien liquide. Mais comme la potasse et la soude peuvent se volatiliser à ce haut degré de chaleur, on se trouve forcé par suite à introduire dans les compositions bien plus de potasse et de soude que le verre n'en doit conserver.

Cette température élevée est encore nécessaire dans tous les cas où l'on se sert d'alcalis impurs. La présence des chlorures et même celle des sulfates qui fondent sans se mêler au verre, occasioneraient dans celui-ci une foule de nodules ou *nœuds* blancs et opaques disséminés dans sa masse. A une température élevée, ces deux matières, plus légères que le verre, viennent nager à la surface du bain vitreux : on les enlève alors avec une poche (1).

(1) Ce sont ces chlorures que l'on désigne dans les verreries sous

La volatilisation de la potasse produit au-dessus des creusets une vitrification rapide des briques de la voûte du fourneau; de là, des gouttes d'un verre coloré qui tombent quelquefois dans le creuset. Ce sont ces gouttes que l'on connaît sous le nom de *larmes*.

Il est enfin deux accidens de fabrication : les *filandres* et les *cordes* qui se présentent encore plus souvent. Les filandres proviennent du défaut d'homogénéité dans la masse vitreuse. Quand la densité de celle-ci n'est pas uniforme, le verre soufflé présente çà et là des stries qui dévient les rayons lumineux : ce sont les filandres. Les *cordes* sont des stries superficielles et protubérantes ; elles ont toujours lieu quand on souffle le verre trop froid.

1395. On se sert pour faire le verre de substances assez variées ; le sable siliceux, le carbonate de potasse, celui de soude, celui de chaux et le minium sont les seules qui soient strictement nécessaires. On peut remplacer les carbonates alcalins par leurs sulfates. On peut en quelques occasions se servir de sables argileux et ferrugineux. Pour le verre à bouteilles, la présence de l'alumine est même indispensable. Les verres contiennent quelquefois de la magnésie qui provient du sable employé. Les soudes brutes, les potasses brutes, les cendres elles-mêmes peuvent être substituées aux carbonates purs ; enfin, on a proposé l'emploi du felspath et celui des laves volcaniques.

1396. La fabrication du verre au moyen du felspath est une idée qui se présente naturellement à l'esprit, dès que l'on connaît la vitrification si facile de ce miné-

le nom de *sel de verre*. Les sulfates y portent celui de *fiel de verre*. Bosc d'Antic a même cherché à prouver que les chlorures jouent un grand rôle dans la production des bulles. La tension du sel marin à une chaleur rouge suffit peut-être, en effet, pour en produire. Depuis que les sels de soude sont livrés au commerce à bas prix, il se produit bien peu de sel ou de fiel de verre dans les verreries ordinaires, mais dans les verreries à bouteilles on en obtient toujours, parce qu'on y emploie des soudes brutes.

ral. Aussi M. Ghérard l'a-t-il proposée, il y a long-temps déjà, dans les mémoires de l'académie de Berlin. D'après lui, on devrait mélanger, pour obtenir un verre à vitres :

2 parties de felspath, 2 parties de sable, 1 partie de craie ;

ce qui donnerait à peu près pour la composition du verre, en ne supposant même aucune volatilisation de potasse pendant la fonte :

Silice. . . .	73	100
Alumine. . .	8	
Potasse. . .	7	
Chaux . . .	12	

Ces proportions mal calculées ne peuvent donner qu'un verre difficile à fondre et prompt à se dévitrifier. C'est précisément ce qui arriva dans une expérience faite en grand par M. Rey, sous les yeux de MM. Chaptal et Allut. La fonte exigea deux fois plus de temps qu'à l'ordinaire, mais elle fournit un beau verre. On croyait l'expérience heureuse, mais quand le creuset fut refroidi au point de permettre le travail, la masse se trouva tout-à-fait opaque, laiteuse et grumeleuse, en un mot dévitrifiée. D'après ce fait, doit-on renoncer au felspath? Il est difficile de le croire. Qu'on mélange, en effet, 100 parties de felspath, 100 parties d'argile d'Arcueil ou d'une argile analogue, et 80 de chaux vive, ou l'équivalent en craie, et l'on aura un verre dont voici la composition :

	Felspath.	Argile.	Verre.	
Silice . . .	66. . . .	63. . . .	129 ou bien	46,3
Alumine. .	18. . . .	37. . . .	55.	20,0
Potasse. . .	16. . . .	. . . . . .	16.	5,7
Chaux. . .	. . . . . .	. . . . . .	80.	28,0
			280	100

c'est-à-dire, un verre qui, à la couleur près, si l'argile est exempte de fer, sera tout-à-fait de même nature que le verre à bouteilles et qui en offrira les avantages ainsi que les inconvéniens. En ce qui concerne le verre à vi-

très ordinaire ou les verres analogues, le felspath doit pouvoir y entrer pour un tiers ou pour un quart, sans inconvénient bien grave. On produirait ainsi un verre qui ne différerait du verre commun que par la présence de 4 centièmes d'alumine, et nous voyons qu'il y a dans le commerce des verres qui en contiennent cette quantité et même plus. Enfin, il est probable que par des additions convenables de borax, d'acide borique ou d'oxide de plomb, on amènerait le felspath à produire lui-même un verre doué de toutes les qualités désirables.

1397. Certaines laves, les ponces, le basalte, le pechstein et autres produits volcaniques se rapprochent tellement du verre à bouteilles par leur composition, qu'on ne peut mettre en doute la possibilité d'en tirer parti, sous ce point de vue. C'est à M. Chaptal que sont dues les premières tentatives de cette espèce, et si elles n'ont pas réussi, il faut s'en prendre à l'époque, bien plus qu'à la conception elle-même, qui est à la fois heureuse en théorie et susceptible de succès dans la pratique. L'analyse suffit pour en convaincre.

	Ponce de Lipari.	Basalte du Hasenberg.	Basalte de Staffa.	Pechstein de Misnie.
Silice	77,5	44,5	48	73,0
Alumine	17,5	16,7	16	14,5
Oxide de fer	1,7	20,0	16	1,0
Soude. Potasse.	3,0	2,6	4	1,75
Chaux		9,5	9	1,0
Magnésie		2,2		
Eau		2,0	5	8,5
Acide hydrochlorique			1	
	99,7	97,5	99	99,75

Avec de la pierre ponce, des scories de forge, de la craie et un peu de soude en proportions convenables, on ferait donc du verre à bouteilles. Le basalte en donnerait de même par l'addition d'un peu de craie et de soude.

Le pechstein, traité comme la ponce, en fournirait aussi.

Les tentatives faites par les conseils de M. Chaptal ont réussi tant que la matière examinée par lui a été employée; mais quand on a dû faire usage d'un autre produit volcanique, les résultats sont devenus mauvais, les proportions se trouvant dérangées. Une analyse fort simple eût prévenu tout embarras et conservé leur rang à ces matières volcaniques dont les effets excellens ont été constatés par une assez longue expérience.

C'est en 1780 que M. Chaptal, alors professeur de chimie à Montpellier, proposa l'emploi de la lave. M. Ducros, verrier des environs d'Alais, fondit à la houille la lave du volcan éteint de Montferrier, sans aucune addition, et en fabriqua quelques bouteilles. M. de Castelvieil, autre verrier du pays, fondit au bois un mélange de sable, de lave et de soude, et obtint ainsi des bouteilles plus légères et plus résistantes que celles qu'on fabrique à l'ordinaire. Ces bouteilles eurent un si grand succès qu'on ne pouvait suffire aux demandes. Mais au bout de quatre années, les bouteilles qu'on obtenait ne ressemblaient plus aux premières; elles leur étaient fort inférieures; la fabrique perdit sa bonne réputation, et elle fut forcée d'abandonner le système qu'elle venait d'essayer avec tant de succès.

La nature de la lave avait donc changé; le même dosage ne convenait donc plus, et une analyse pouvait seule guider l'opérateur. C'est par là qu'il faudrait commencer si l'on voulait reprendre une fabrication digne à tant d'égards d'être de nouveau soumise à des épreuves que l'état de la science rendrait bien plus faciles. C'est pour avoir pris une autre marche que M. de Castelvieil a échoué, et que M. Fougeroux de Bondaroy, qui paraît s'être occupé en 1787 de la même question, sans avoir connaissance des faits qui précèdent, n'a point réussi non plus.

Examinons maintenant, en détail, les diverses espèces de verres.

Verre soluble.

1398. C'est un simple silicate de potasse ou de soude qui réunit une parfaite solubilité dans l'eau bouillante, à quelques-unes des propriétés générales du verre ordinaire. D'ailleurs bien que les usages du verre soluble soient fort différens de ceux du verre commun, son étude nous donnera des rapprochemens si précis et si justes, à l'égard des autres classes de verres, que nous avons dû le réunir au groupe formé par ceux-ci.

La découverte du verre soluble et de ses usages est due à M. Fuchs, à qui nous emprunterons tout ce que nous allons en dire. Ce verre dissous dans l'eau fournit un liquide qu'on applique sur les toiles ou les bois pour les rendre incombustibles. En effet, par l'évaporation de l'eau, il se dépose sur ces corps une couche d'une matière fusible par la chaleur et capable de les garantir du contact de l'air nécessaire à leur combustion.

1399. *Préparation.* On peut obtenir le verre soluble en dissolvant de la silice précipitée et bien lavée dans une dissolution de potasse bouillante. Mais ce procédé incommode et coûteux, n'est point praticable en grand.

Quand on chauffe ensemble du sable et du carbonate de potasse, l'acide carbonique n'est jamais entièrement chassé, à moins que le sable ne soit en quantité dominante. Mais on peut expulser tout l'acide carbonique en ajoutant au mélange de quartz et de carbonate de potasse, de la poudre de charbon, en proportions convenables et telles que l'acide carbonique du carbonate non décomposé trouve la dose de charbon nécessaire à sa transformation en oxide de carbone. De cette manière, la silice forme d'abord un silicate en proportions convenables et chasse l'acide carbonique; puis, au moyen d'un bon coup de feu, le reste du carbonate de potasse est décomposé par

le charbon, l'oxide de carbone se dégage, et la potasse devenue libre se volatilise ou se combine avec le verre déjà formé.

1400. Pour obtenir toujours le verre soluble de bonne et de même qualité, il faut prendre plusieurs précautions. La potasse doit être purifiée. Si elle renferme beaucoup de chlorure de potassium, on n'obtient pas un produit entièrement soluble dans l'eau, et il reste un résidu gluant. En outre, le verre obtenu est efflorescent. Le sulfate de potasse ne produit point de mauvais effet, parce qu'il est décomposé par le charbon quand la fonte est suffisamment prolongée, car, sans cette précaution, le verre renferme du sulfure de potassium qui lui donne également du penchant à l'efflorescence.

Le quartz doit être pur; du moins il ne doit pas contenir une quantité notable de chaux ou d'alumine, parce que ces terres rendent une partie du verre insoluble. Une faible proportion d'oxide de fer est sans influence.

On prend la potasse et le quartz dans la proportion de 2 à 3, et sur 10 parties de potasse et 15 de quartz on prend 4 parties de charbon. Il ne faut pas prendre moins de charbon ou le supprimer; bien au contraire, quand la potasse n'est pas suffisamment pure, il est avantageux d'employer une plus grande proportion de charbon. Ce corps accélère beaucoup la fonte du verre, et en éloigne tout l'acide carbonique, dont, sans lui, il reste toujours une petite partie qui exerce une influence fâcheuse.

Du reste, on observe les mêmes précautions que pour la préparation du verre commun. Les matières doivent être d'abord bien mélangées, frittées et ensuite fondues à un feu violent dans un creuset réfractaire jusqu'à ce que la masse soit liquide et homogène. On enlève la matière avec une cuilière de fer et on remplit aussitôt le creuset avec une nouvelle frite.

On peut prendre 30 livres de potasse, 45 livres de sable

et 3 livres de charbon en poudre, pour une fonte, et le mélange doit alors être chauffé pendant 5 à 6 heures.

1401. Le verre brut ainsi obtenu est ordinairement chargé de bulles ; il est aussi dur que le verre commun ; il est d'un noir grisâtre et plus ou moins transparent sur les bords. Quelquefois il a une couleur blanchâtre, d'autres fois elle est jaunâtre ou rougeâtre, ce qui est un indice d'une trop faible proportion de charbon. Si on l'expose plusieurs semaines à l'air, il éprouve de légères variations, qui pour sa destination, sont plutôt avantageuses que nuisibles. Il attire un peu d'humidité de l'air qui le pénètre peu à peu, sans que son agrégation et son apparence soient changées. Seulement, il se fendille et sur sa surface il se produit une légère efflorescence. Si, après qu'il a éprouvé ce changement, on le met au feu, il se gonfle par suite du dégagement de l'eau qu'il avait absorbée.

1402. Pour le dissoudre dans l'eau, on le bocarde; car sans cela, la dissolution se ferait trop lentement. Sur 1 partie de verre en poudre on prend à peu près 4 à 5 parties d'eau.

L'eau est d'abord portée à l'ébullition dans une chaudière, et après on y met peu à peu le verre ; il faut constamment remuer parce qu'il s'attacherait au fond. Il faut que l'ébullition soit continuée 3 ou 4 heures, jusqu'à ce qu'il ne se dissolve plus rien ; et la liqueur a acquis alors le degré de concentration convenable. Si, pendant que la dissolution est encore liquide, on arrête l'ébullition, on donne accès à l'air et la potasse en attire l'acide carbonique, ce qui produit un effet très-nuisible. Par la même raison, il ne faut point prendre une trop grande quantité d'eau pour la dissolution ; car pendant la longue concentration qui deviendrait nécessaire, l'acide carbonique de l'eau se combinerait facilement à la potasse, ce qui produirait du sous-carbonate de potasse et un précipité de silice. Quand la liqueur devient trop épaisse

avant que tout ne soit dissous, il faut ajouter de l'eau chaude.

Quand la dissolution a atteint une consistance sirupeuse et une densité de 1,24 ou 1,25, elle est suffisamment concentrée et bonne pour l'usage. On la laisse reposer, pour que les parties non dissoutes puissent se déposer; pendant le refroidissement, il se forme sur la liqueur une pellicule coriace qui plus tard disparaît d'elle-même, ou se dissout quand on la plonge dans la liqueur. Cette pellicule se montre déjà pendant l'ébullition, à mesure que la liqueur approche de la concentration; elle sert même à l'indiquer.

1403. Quand le verre brut est composé convenablement, qu'il ne contient pas beaucoup de sels étrangers, pas de sulfure de potassium, on peut le traiter comme on vient de l'exposer. Mais s'il renferme notablement de ces corps, il faut avant de le dissoudre, séparer ces substances étrangères; on y parvient par la méthode suivante. Le verre bocardé est exposé à l'action de l'air pendant trois à quatre semaines et souvent remué; s'il s'agglomère trop, ce qui arrive quand l'air est humide, il faut détruire les masses qui se forment. Le verre attire l'humidité de l'air, comme nous l'avons déjà dit, et les substances étrangères se séparent ou s'effleurissent. Alors, il est facile d'en séparer le verre. On l'arrose avec de l'eau froide et on le remue souvent. Après trois heures, on enlève la liqueur qui contient tous les sels étrangers et très-peu de silicate de potasse et on lave la poudre avec de l'eau neuve. Le verre traité ainsi, se dissout facilement dans l'eau bouillante et donne une dissolution qui ne laisse rien à désirer.

Comme le verre soluble est seulement employé à l'état liquide, il est gardé dans cet état pour l'usage. Pour cela, il n'est pas nécessaire d'avoir des soins particuliers, parce que dans un long espace de temps il n'éprouve pas de changemens remarquables, quand la dissolution a été convena-

blement concentrée. Cependant, il ne faudrait pas laisser à l'air un trop facile accès.

1404. On obtient un semblable produit en remplaçant la potasse par la soude; il faut alors à peu près, deux parties de sous-carbonate de soude cristallisé pour une partie de quartz. Ce verre se comporte de la même manière que celui à base de potasse, mais il le surpasse à l'emploi. Les dissolutions de ces deux espèces de verre peuvent être mêlées dans toutes les proportions, et ce mélange rend de meilleurs services dans quelques cas, que chacun d'eux pris séparément.

1405. *Propriétés.* Le verre soluble, forme une dissolution visqueuse qui concentrée est un peu trouble ou opale. Il a une réaction et un goût alcalin. La dissolution se mêle avec l'eau dans toutes les proportions. Quand la densité de la dissolution est de 1,25, elle contient presque 28 p. °/₀ de verre; quand on la concentre davantage elle devient très-visqueuse et peut se tirer en fils comme le verre fondu. A la fin, la liqueur se prend en une masse vitreuse cassante, dont la cassure est conchoïde; elle ressemble beaucoup au verre ordinaire, mais n'a point autant de dureté. Quand la dissolution a été appliquée sur d'autres corps, elle sèche rapidement à la température de l'air, et forme un enduit analogue au vernis.

Le verre soluble desséché n'éprouve pas de changemens remarquables à l'air, et n'en attire ni l'eau ni l'acide carbonique. Aussi, l'acide carbonique de l'air n'a-t-il point d'action bien prononcée sur la dissolution concentrée, quoiqu'elle se décompose et laisse précipiter de l'hydrate de silice, quand on fait passer à travers, un courant d'acide carbonique. Mais la dissolution étendue devient trouble à l'air avec le temps et se décompose entièrement. Lorsque le verre est impur, il se forme après quelque temps, une efflorescence produite par du carbonate, et de l'hyposulfite de potasse ou par du chlorure de potassium.

Le verre soluble se dissout peu à peu et sans résidu dans l'eau bouillante; mais dans l'eau froide la dissolution se fait si lentement que l'on pourrait croire qu'elle n'a pas lieu. Il ne devient entièrement insoluble que quand il renferme une bien plus grande portion de silice, ou quand il renferme d'autres corps, tels que des terres et des oxides métalliques, etc., qui forment des sels doubles ou triples, ainsi que cela a lieu pour les verres ordinaires.

1406. Le verre soluble qui a subi le contact de l'air se boursouffle d'abord avec bruit, et fond assez difficilement, quand on le soumet à l'action du feu. Il perd alors à peu près 12 p. °/° de son poids. Il contient donc, même à l'état solide, une quantité considérable d'eau qu'il ne peut point perdre à la simple dessiccation par l'air.

L'alcool le précipite, sans l'altérer, de sa dissolution dans l'eau. Quand la dissolution est très-concentrée, il faut peu d'alcool pour le précipiter, et il n'a pas besoin d'être très-rectifié. On peut donc se servir pour produire du verre soluble pur, d'une dissolution de verre soluble impur; on traite la dissolution par l'alcool, on laisse reposer le précipité gélatineux, on soutire la liqueur surnageante, on rassemble le dépôt, on le pétrit rapidement après avoir ajouté un peu d'eau froide et on le presse. A la vérité, on éprouve quelque perte, parce que l'eau froide dissout rapidement le verre précipité, à cause de sa grande division.

Les acides décomposent la dissolution du verre. Ils agissent aussi sur le verre solide et en séparent la silice à l'état pulvérulent.

1407. *Composition.* D'après M. Fuchs, le verre soluble contient, quand il a été exposé à l'air:

Silice.	62
Potasse	26
Eau.	12
	100

Ce qui donne pour le verre lui-même, supposé sec :

Silice.	70
Potasse.	30
	100

C'est donc 1 atome de potasse pour 7 à 8 de silice. La proportion de potasse perdue par volatilisation est peu considérable. En effet, pour s'en convaincre, il suffit de jeter les yeux sur le tableau suivant.

	Mélange employé.	Verre obtenu.
Silice	100	100
Potasse	45	42

Ce serait donc une perte d'environ 6 p. °/₀ de la potasse employée, en supposant même que celle-ci fût pure, ce qui n'est pas.

1408. *Usages*. Les propriétés du verre soluble en rendent les applications nombreuses et variées. On s'en est servi au théâtre de Munich, comme moyen préservatif contre l'incendie.

Toutes les matières végétales, les bois, les étoffes de coton, de chanvre, le papier, etc., sont, comme on sait, combustibles ; mais pour brûler, ces matières ont besoin de deux conditions, une température élevée et le contact de l'air, qui fournit l'oxigène nécessaire à leur transformation en eau et acide carbonique. Une fois enflammées, leur combustion développe la chaleur nécessaire pour que le phénomène continue, pourvu qu'elles aient le contact de l'air. Privées de ce contact, et chauffées au rouge, elles fourniraient des produits volatils inflammables, il est vrai, mais le charbon qu'elles laissent pour résidu ne brûlerait point, puisqu'il serait privé d'air, et dès lors la combustion s'arrêterait d'elle-même. Tel est le rôle que jouent tous les sels fixes, fusibles et formés d'ailleurs de substances incapables de céder leur oxigène au rouge cerise tant au carbone qu'à l'hydrogène. Ces sels fondent quand la

matière végétale se trouve échauffée ; ils lui forment un enduit impénétrable à l'air et préviennent ou limitent son inflammation. Le phosphate, le borate d'ammoniaque sont dans ce cas, mais leur solubilité à froid, offre des inconvéniens qui ne se rencontrent pas dans l'emploi du verre soluble.

Celui-ci forme un enduit solide et très-durable, qui n'éprouve point d'altération par l'air, qui n'occasione pas de grands frais et qui est d'une application facile. Mais pour ne pas manquer le but, il faut apporter un soin particulier dans sa préparation et son emploi.

Pour enduire le bois et d'autres corps, il faut une dissolution de verre soluble pur, parce que sans cela l'enduit serait efflorescent et se détacherait après un certain temps. Cependant une faible impureté n'a pas d'effet bien sensible, quoique après quelques jours, l'enduit se recouvre d'une efflorescence pulvérulente qui ne reparaît plus quand on l'a enlevée avec de l'eau. Quand on veut donner au bois un enduit durable, il ne faut pas au commencement employer une dissolution trop concentrée, parce que dans cet état elle ne le pénètre pas, n'en fait pas sortir l'air et ne s'y attache pas solidement. Il est bon de repasser souvent le pinceau sur la même place, et de ne pas étendre trop légèrement l'enduit. Pour les 5 ou 6 dernières couches il faut employer une dissolution plus concentrée, pourtant pas trop épaisse, et autant que possible l'étendre également. Il faut que chaque couche soit bien sèche avant d'appliquer la suivante ; dans un air sec et chaud, il faut à peu près 24 heures. Après 2 heures l'enduit paraît sec, mais il est dans un état tel, qu'il pourrait être ramolli par une nouvelle couche. On a alors le même inconvénient qui a lieu quand on applique une couche épaisse avec une dissolution concentrée : l'enduit se fend et n'adhère pas bien au corps. Ceci n'a cependant lieu que pour le verre à base de potasse ; celui qui a été formé avec de la soude ne paraît pas se fendiller.

1409. Quoique le verre soluble seul, soit déjà très-utile comme moyen préservatif du feu, il remplit encore mieux ce but quand il est mêlé d'un autre corps incombustible en poudre. Dans le mélange, le verre sert principalement comme corps liant. L'enduit reçoit plus de corps, il devient plus solide et plus durable et se coagule par l'action du feu, en une croûte très-adhérente quand le corps additionnel a été convenablement choisi. L'argile, la craie, les os calcinés, la poudre de verre, etc., peuvent être employés pour cet objet; mais on ne peut encore dire avec certitude lequel de ces corps mérite la préférence. Un mélange d'argile et de craie paraît être plus convenable que chacun de ces corps séparement. Les os calcinés forment avec le verre soluble une masse très-solide et bien tenace. La litharge, qui forme avec le verre un mélange facilement fusible, fournit pourtant avec lui un produit qui n'est pas propre à enduire le bois, parce qu'à la dessiccation, il éprouve trop de retrait. Il se fend et se détache facilement. Le verre de plomb, le verre soluble brut, sont d'excellentes matières additionnelles. Ce dernier doit être pulvérisé et exposé à l'air, pour qu'il en attire l'humidité. Si on le mêle à la dissolution de verre, et qu'on l'applique ensuite sur un corps quelconque, il donne en peu de temps une enveloppe ayant la dureté de la pierre, laquelle, si le verre est de bonne qualité, est invariable et résiste bien au feu.

Les scories de fer et de plomb, le felspath, le spath-fluor, peuvent être employés avec le verre soluble; mais lequel de ces corps est préférable, et dans quelle proportion doit-il être ajouté? C'est ce qui ne peut être décidé que par des expériences. On conseille de former toujours les premiers enduits avec une dissolution de verre soluble pur, et de repasser une couche semblable sur celle à laquelle on aura employé un mélange, surtout quand cette couche sera inégale et rude au toucher.

Pour l'enduit des bois du théâtre de Munich, on a ajouté

$^1/_{10}$ d'argile jaune (terre jaune). Après six mois, l'enduit n'avait éprouvé que peu d'altération; seulement en quelques endroits il était endommagé et avait besoin de quelques réparations; ce qui provenait de ce que le travail devant être fait en peu de temps, la préparation et l'application de l'enduit ne furent point faites avec le soin nécessaire.

1410. Quand on veut employer ce moyen pour préserver du feu une maison ou une salle de spectacle, il ne suffit pas de couvrir seulement les parties boisées, il est très-nécessaire de préserver les toiles qui sont les objets les plus dangereux pour le feu. Aucun des moyens proposés jusqu'ici ne paraît aussi avantageux que le verre soluble; car il n'agit point sur la fibre végétale, et remplit l'espace qui sépare les fils; il se fixe dans le tissu de manière à ne pas s'en séparer, et augmente la durée des toiles. La raideur qu'il donne à la toile ne nuit pas à l'usage des rideaux, parce qu'elle se laisse facilement rouler; et relativement à la peinture qu'on applique sur les toiles, le verre forme un fond solide. Mais, pour empêcher les altérations que les couleurs pourraient éprouver par la réaction de l'alcali, par exemple, le bleu de Prusse, les laques, etc., il faut, avant de peindre, passer une couche d'alun, et ensuite une couche de craie.

Il n'y a point de difficulté à vaincre pour donner la couche de verre soluble sur la toile; cependant, cette opération n'est pas aussi aisée qu'on pourrait le croire. Il ne suffit pas de les enduire avec la dissolution ou de les immerger, il faut encore qu'après cette opération elles soient soumises à une forte pression. On atteindrait peut-être mieux le but, en les faisant passer entre deux cylindres qui seraient plongés dans la liqueur. Quand on brûle une toile recouverte seulement à sa surface de verre soluble, elle reste encore incandescente pendant quelque temps après qu'on la retire du feu, ce qui n'a point lieu

quand elle a été convenablement imprégnée. On obtient le meilleur effet à cet égard, quand on a ajouté de la litharge à la dissolution. A la dessiccation, la toile obéit au retrait de la matière, et ne peut plus s'en séparer ensuite, comme cela arrive quand le même mélange est employé pour recouvrir le bois. Une partie de litharge finement broyée est suffisante pour 14 parties de liqueur concentrée.

1411. Le verre soluble peut avoir beaucoup d'autres applications, principalement comme corps collant; il est supérieur à ceux qu'on a employés jusqu'ici, à l'égard des fragmens de verre et de porcelaine, etc.

On peut se servir de cette matière à la place de la colle, pour appliquer des couleurs, quoique seule elle ne donne pas un vernis capable de conserver sa transparence à l'air.

Verre de Bohême. — Crown-glass.

1142. C'est un silicate de potasse dans lequel il n'entre que de petites quantités de chaux ou d'alumine. Cette espèce de verre se fait remarquer par sa légèreté et en même temps par l'absence complète de coloration, quand il est fabriqué avec des matières pures. Ces deux qualités lui assignent un rang distingué pour la fabrication de tous les objets de gobeletterie. La dernière surtout le rend seul propre à la fabrication des instrumens d'optique, dans lesquels il sert à achromatiser le flint-glass. La beauté de ce verre est telle d'ailleurs, que tous les anciens auteurs l'ont confondu avec le cristal.

1413. *Verre de Bohême.* Voici une composition de verre de Bohême.

100 sable siliceux lavé à l'acide hydrochlorique.
60 carbonate de potasse purifié.
16 carbonate de chaux bien blanc.

La fonte et le travail de ce verre ne présentent rien de

particulier. Elles se font absolument comme on le verra plus loin pour le verre à vitres.

Le verre de Bohême est employé depuis long-temps pour faire des vitres de prix pour les grands hôtels, pour garnir les portières de voiture, pour couvrir les dessins, et en général, pour tous les usages qui rendent indispensables une épaisseur de plusieurs lignes, sans coloration. Le cristal et le verre de Bohême peuvent seuls supporter un travail en tables épaisses, sans que leur couleur devienne sensible.

Comme le verre de Bohême se fabrique à pots ouverts, on ne peut guère le fondre au charbon. Quelque soin qu'on prît, la fumée de ce combustible colorerait toujours sensiblement le verre et en détruirait la belle limpidité. La fonte s'en fait donc au bois.

Ce verre a été introduit dans le commerce par les verriers de Bohême. C'est de là qu'il tire son nom.

1414. *Crown-glass*. Ce nom qui signifie en anglais *verre en couronnes*, désigne l'espèce de verre qu'on façonnait en Angleterre, en vitres circulaires, par l'ancien procédé de soufflage. On avait d'abord cru désigner par là, dans les ateliers d'instrumens d'optique, un verre commun quelconque, dont la réunion avec le cristal ou flint-glass procurait les objectifs achromatiques. Mais une étude attentive a montré que le crown-glass ne peut s'obtenir qu'avec une seule composition vitreuse, lorsqu'on veut lui donner toutes les qualités exigées par les besoins de l'optique.

En effet, le crown-glass doit offrir une limpidité parfaite, il doit être assez incolore pour qu'une lentille très-épaisse ne présente aucune trace de coloration. Il doit être absolument exempt de stries ou de bulles. Il ne doit jamais offrir de nébulosités laiteuses. Enfin, il doit conserver toutes ces qualités, même quand on le travaille en masses fort épaisses.

1415. Ce n'est pas chose aisée que d'arriver à coup sûr

à la fabrication du crown-glass, en grandes masses. Il est évident que pour avoir du crown sans couleur, on doit se servir de potasse et non de soude. Quand bien même la soude donnerait un verre incolore, elle devrait encore être mise de côté, par la facilité avec laquelle le verre à base de soude se dévitrifie, ce qui rendrait les masses épaisses qui exigent un long recuit, tout-à-fait laiteuses et remplies de nodules cristallins et opaques.

C'est donc un verre à base de potasse, sans oxide de plomb, qui doit constituer le crown-glass. Si l'on formait un verre simple à base de potasse, on n'aurait pas de dévitrification à craindre, mais le verre serait soluble à l'eau bouillante et par conséquent hygrométrique. C'est un inconvénient grave, car alors le verre des lunettes se ternit sans cesse par le dépôt d'une couche de vapeur aqueuse, puis, au bout de quelques années, il se trouve altéré et dépoli.

On évite cet inconvénient en ajoutant au verre à base de potasse, une certaine quantité de chaux, mais alors on retombe dans l'inconvénient tout aussi grave d'une dévitrification facile. Le verre à base de potasse et de chaux, soumis au recuit prolongé qu'exigent les blocs épais destinés à produire les grandes lentilles, peut prendre l'aspect laiteux qui indique un commencement de cristallisation dans la masse.

Ainsi la fabrication du crown et celle du flint, verres indispensables l'un et l'autre à la confection des objectifs achromatiques, présentent tous les deux les difficultés les plus graves, quoique par des motifs bien différens.

1416. La consommation du crown-glass n'est pas très-considérable, mais toutefois elle n'est pas sans intérêt pour Paris, à cause de la fabrication des lunettes de spectacle, des lentilles grossissantes et des instrumens d'astronomie. Depuis long-temps, le crown-glass que nous employons est tiré d'Angleterre ou d'Allemagne, et quoique nous ayons placé parmi les qualités nécessaires à cette sorte de verre, l'ab-

sence totale de couleur, néanmoins ces deux pays ne nous fournissent que dn crown légèrement coloré. Le crown anglais est verdâtre, le crown allemand jaunâtre. Mais dans l'un et l'autre la teinte est assez faible pour qu'elle n'en altère pas sensiblement les propriétés.

MM. Thibeaudeau et Bontemps ont entrepris dans la belle verrerie de Choisy, des recherches suivies sur la fabrication du crown. Nul doute qu'ils ne parviennent à l'obtenir régulièrement, comme ils sont déjà parvenus à obtenir le flint, et alors la France cessera de se pourvoir à l'étranger de ces deux produits si nécessaires à la fabrication des instrumens d'optique.

Il est probable qu'un verre de Bohême pauvre en chaux, bien affiné, bien incolore et soufflé ou coulé en lames épaisses, doit se rapprocher du meilleur crown ou même le réaliser. Nous le répétons, une seule chose est à craindre dans ce travail, c'est la dévitrification, et il n'est pas impossible d'éviter cet écueil, quand on aura d'ailleurs comparé avec soin la composition des divers crowns reconnus comme bons et qu'on aura calculé les mélanges d'après cette base.

Les réflexions auxquelles nous nous sommes livrés précédemment nous dispensent de plus longs détails à ce sujet.

Verre à vitres.

1417. On en distingue de deux sortes : le *verre blanc* et le *verre demi-blanc*. Cette différence de teinte n'est pas indifférente à établir ; car, bien que la composition de ces deux sortes de verre soit à peu près la même, néanmoins leurs usages doivent être distincts : le premier supporte toutes sortes d'applications, le second ne peut servir qu'aux objets qui n'ont qu'une faible épaisseur. Dans la plupart des verreries, on fabrique simultanément ces deux variétés, et on le concevra très-bien en songeant que tous les résidus de fabrication du verre blanc et même le *pi-*

cadit, c'est-à-dire, la matière vitreuse qui s'est écoulée autour de la base du creuset, et qui s'est fortement salie en attaquant les briques du fourneau peuvent être employés dans la fabrication du verre demi-blanc.

Ces deux qualités de verre renferment essentiellement de la silice, de la soude, ou, plus rarement, de la potasse et de la chaux. On y rencontre, mais d'une manière accidentelle, de l'alumine, de l'oxide de fer et de l'oxide de manganèse.

Le verre à vitre blanc ou en table est de toutes les espèces, celui qui se fabrique le plus généralement, soit pour faire les vitres, soit pour la confection des cylindres employés à couvrir les vases à fleurs, les pendules, etc.; c'est encore cette espèce de verre qui sert à couvrir les estampes, à garnir les portières de voitures, à faire les plateaux d'électricité, etc.

1418. *Préparation.* En voici diverses compositions : elles sont très-variables, parce que dans ce verre on remplace la soude et la potasse par des quantités proportionnelles de chaux qui changent selon le gré du fabricant, et qui doivent aussi varier selon l'allure du fourneau. Voici une composition française qui donne un verre de belle qualité :

Sable.	100 parties	
Craie.	35 à 40	
Carbonate de soude sec. . .	35 à 30	
Groisil.	180	
Peroxide de manganèse. . .	0,25	quelquefois.
Arsenic.	0,20	quelquefois.

M. Bastenaire indique les trois compositions suivantes, qui sont trop riches en alcali, et trop pauvres en chaux :

Première composition.

Sable blanc.	100 parties.
Bonne potasse.	65
Chaux éteinte à l'air.	6

Calcin de verre blanc.	50
Oxide d'arsenic.	1
Oxide de manganèse.	0,30

Deuxième composition.

Sable très-blanc.	100 parties.
Bonne soude.	90
Oxide rouge de plomb ou minium	5
Calcin de même composition. . .	100
Carbonate de chaux.	5
Oxide de manganèse.	0,40

Troisième composition.

Sable blanc.	100 parties.
Bonne soude.	80
Carbonate de chaux.	8
Calcin	110
Oxide de manganèse.	0,20
Oxide de cobalt.	0,10

1419. On a essayé de fabriquer ce verre par le sel marin lui-même, et M. Marcel de Serres donne la recette suivante, comme ayant été employée en Allemagne :

Sable.	100 parties.
Sel marin.	71
Chaux.	71

Il est vraisemblable qu'on n'a obtenu quelque succès qu'en frittant ce mélange humide, et répétant cette opération plusieurs fois; car on sait que la silice ne peut décomposer le sel marin que sous l'influence de l'eau.

On a dit que le mélange précédent était peu profitable, mais qu'il était avantageux de joindre le sel marin aux fondans ordinaires; cela se peut, mais il est permis d'en douter. La recette suivante, qui est, dit-on, en usage en Écosse, montre assez le peu d'utilité du sel marin :

Sable.	100 parties.
Carbonate de soude. . .	114
Sel marin.	288
Sulfate de soude.	200
Argile.	13
Charbon de bois.	100

C'est là probablement de toutes les mauvaises recettes la plus mauvaise, en raison de l'énorme excès de charbon, de l'inutilité du sel marin et de l'excès évident du sulfate ou du carbonate de soude.

1420. Gehlen a introduit en Allemagne le sulfate de soude, en remplacement du carbonate; et depuis que l'ordonnance du 17 juillet 1826, a permis la vente libre du sulfate de soude en France, ce sel a été généralement adopté dans nos verreries. Le but qu'on doit se proposer en employant ce sel est de rendre, autant que possible, sa décomposition par la silice prompte et facile. On y parvient, en ajoutant au mélange une quantité de charbon convenable, pour transformer l'acide sulfurique en acides carbonique et sulfureux. Pour chaque atome de sulfate de soude sec, il faut donc un atome de charbon, ou bien environ pour 1000 de sulfate de soude, 42 de charbon. Mais, en y réfléchissant, on verra facilement qu'il faut augmenter cette quantité, pour réparer la perte du charbon que la combustion peut occasioner pendant la durée de la première fusion ou de la fritte. En général, on triple ou même on quadruple la dose indiquée par le calcul. Ainsi, on prend, par exemple, pour avoir un beau verre à vitres :

Sable.	100 parties.
Sulfate de soude sec. . .	44
Charbon en poudre. . . .	8,5
Chaux éteinte.	6
Rognures, de . . .	20 à 100

Cette recette et la recette française que nous avons donnée d'abord, nous paraissent les meilleures; mais tout le monde est d'accord sur ce point, que les dosages doivent varier avec l'état et l'allure des fourneaux; car l'intensité du feu, non-seulement n'est pas la même dans toutes les verreries, mais encore est variable dans le même fourneau de fusion. Ordinairement, l'activité d'un four qui alloit d'abord en croissant, baisse, par suite de l'altération des parois, au bout de quelques mois de service, et alors il faut augmenter la dose des fondans.

1421. *Façon.* On façonne le verre à vitres de deux manières différentes: l'une, pratiquée long-temps dans toutes les verreries, a été abandonnée en France, mais s'est conservée en Angleterre; l'autre, d'invention plus récente, est généralement en usage dans toutes les verreries de la France.

Dans l'ancien procédé, l'ouvrier cueille au bout de la canne une petite masse de verre; il la maintient en place, en tournant continuellement la canne jusqu'à ce que la masse commence à se figer; il cueille alors une nouvelle dose de verre, et ainsi de suite, tant que le bout de l'instrument n'est pas suffisamment garni. Quand il a ainsi rassemblé la quantité de verre convenable, il présente le bout de la canne à un grand ouvreau pour le ramollir. Il souffle cette masse et en forme une sphère volumineuse; celle-ci, présentée de nouveau à l'ouvreau, s'y ramollit, et en tournant encore, l'ouvrier applatit le côté opposé au bout de la canne. Au milieu de la partie plate, il soude une autre canne et coupe le col du sphéroïde vers le bout de la première canne. Il suffit alors de dilater l'ouverture de ce col au moyen d'une planche, qu'un aide introduit dans l'orifice et qu'il appuie contre ses parois, tandis que l'ouvrier fait tourner la pièce. Il obtient de la sorte un cône tronqué tout-à-fait semblable à une cloche à melons. Il rapporte la pièce à l'ouvreau et la chauffe fortement pour la ramollir.

La canne est alors placée horizontalement sur une barre de fer et soumise à un mouvement de rotation très-vif. En vertu de la force centrifuge, la cloche s'applatit et s'étend, de manière à donner une table de verre bien ronde et d'une épaisseur assez égale, jusqu'à une certaine distance du centre.

Quand l'opération est terminée, l'ouvrier porte la feuille de verre en ayant soin de tourner encore, sur une aire plate faite avec des cendres chaudes et placée très-près du fourneau de recuisson. Il y dépose la feuille horizontalement, et, au moyen d'un coup léger, il la détache de la canne. Un aide la prend alors, au moyen d'une fourche et la porte dans le four à recuire, où il la met dans une situation verticale.

Les vitres ainsi préparées, offrent au centre un noyau épais d'un effet désagréable. Quand on les débite, pour les en débarrasser, les vitres qu'on obtient ne peuvent jamais avoir de grandes dimensions; mais elle offrent un éclat parfait qu'on ne retrouve pas dans les vitres dues au procédé moderne, bien préférable d'ailleurs à tous les autres égards.

1422. Le nouveau procédé étant d'un usage habituel dans les verreries françaises, nous le décrirons avec plus de détail.

Lorsque le verre est affiné et écrémé, on échauffe les cannes au petit ouvreau destiné à cet usage. L'aide prend la canne chauffée, la plonge dans le verre, en cueille une certaine quantité, la retire, la tourne, afin que le liquide ne s'en sépare pas, puis reprend une plus grande quantité de matière, et passe enfin la canne garnie de verre au souffleur. Celui-ci la pose par le bout sur une plaque de fonte, toujours en tournant; il ramasse le verre près de l'extrémité, replonge la canne dans le creuset et cueille encore de nouvelle matière. Il place la masse de verre rouge, toujours en tournant, dans l'eau que contient une fosse

creusée dans un bloc de bois. Pendant qu'il fait tourner le verre en sens divers dans ce creux, un aide verse de l'eau sur la partie du verre qui touche la canne, afin de refroidir la canne elle-même, et de rendre le verre moins adhérent à celle-ci.

La masse de verre refroidie est portée à l'ouvreau pour la ramollir. Lorsque l'ouvrier juge que le verre est assez mou, il le retire et recommence à le tourner dans l'eau, mais en soufflant de manière à former un sphéroïde, de la grosseur convenable. Il prend alors la canne et lui fait décrire, en allant et venant, le mouvement d'un battant de cloche. En même temps, il souffle dans la canne, en saisissant l'instant où elle se trouve à peu près verticale; le globe s'allonge ainsi et prend la forme d'un cylindre, autant par le propre poids du verre que par l'action du soufflage.

La pièce de verre ne doit jamais rester en repos pendant qu'elle est encore molle, sans quoi elle s'affaisserait et se déprimerait inégalement.

Bien entendu, que le souffleur porte la pièce à l'ouvreau pour la ramollir, trois et même quatre fois, avant qu'elle ait acquis l'étendue nécessaire; dès qu'elle y est arrivée, il pose la canne sur un *crochet* portatif qu'un aide soutient; il introduit le cylindre dans le four, et là, il chauffe l'extrémité fermée, tout en tenant le doigt appliqué à l'autre bout de la canne. Bientôt, l'air contenu dans le manchon se dilate, et comme il ne trouve aucune issue, il fait effort sur l'extrémité ramollie et la crève. Dès que l'ouverture est faite, on tourne vivement la pièce de manière que les bords du trou s'écartent et que l'ouverture s'agrandisse. Le souffleur retire ce cylindre percé du fourneau, en tournant la canne avec vitesse, lui faisant faire le mouvement de battant de cloche, mais avec précaution. Par ce moyen, le trou déjà fait s'agrandit encore, et le bout du cylindre acquiert une ouverture égale à son diamètre.

Le verre se refroidit promptement et bientôt la pièce ne peut plus se gauchir ; à mesure que le verre devient plus ferme, l'ouvrier ralentit son travail, et dès qu'il est arrivé à une consistance qui le rend capable de se soutenir sans se déformer, il passe la pièce à un aide ; celui-ci la pose sur un tréteau à deux appuis, prend une goutte d'eau avec un outil en fer, la pose sur le bout du cylindre, près de la canne, et par un coup de cet outil, appliqué sur le milieu de la canne, la pièce cassée se détache avec une cassure plus ou moins égale. (1)

On coupe alors le cylindre du côté qui tenait à la canne de manière à obtenir un manchon de grandeur convenable. On procède ensuite à l'étendage.

1423. On refend d'abord le cylindre dans toute sa longueur ; pour cela on le pose sur un tréteau à deux appuis ; on trace avec une goutte d'eau une ligne droite dans le sens de la longueur du cylindre, et on passe un morceau de fer rougi, sur la ligne tracée par l'eau, ce qui détermine sur-le-champ la fracture du cylindre dans toute sa longueur et très-uniformément. On porte le cylindre fendu dans le four à étendre, en observant de l'introduire avec précaution ; à mesure qu'il s'échauffe, et quand on voit qu'il est prêt à plier sur lui-même, l'ouvrier étendeur le porte vers le milieu du four sur la plaque à étendre.

Cette plaque, connue sous le nom de *lagre*, n'est autre chose qu'une feuille ordinaire de verre. C'est la première feuille de la fournée qu'on étale sur la sole de terre, et

(1) Les cloches qui servent à recouvrir les pendules, etc., se font de la même manière, bien entendu qu'on ne perce point le bout du cylindre et qu'on s'attache au contraire à le rendre très-régulier et d'une épaisseur bien uniforme.

Les verres elliptiques se préparent comme les précédens, mais ils se terminent en les comprimant entre deux planches après les avoir chauffés à l'ouvreau, au point convenable pour les ramollir.

qu'on soupoudre d'un peu de verre d'antimoine. De temps en temps, on jette de la chaux dans le foyer; celle-ci se trouve entraînée par le courant d'air et s'attache en partie à la surface du lagre. Au moyen de ces deux précautions, la nouvelle feuille ne s'attache point à la première, et l'opération s'exécute avec facilité. Mais au bout de douze heures ou vingt-quatre heures de travail, le lagre se dévitrifie, se durcit, et il raye les vitres que l'on fait glisser sur sa surface, ce qui oblige à le remplacer.

Le cylindre, arrivé sur la plaque, et suffisamment ramolli, l'étendeur affaisse à droite et à gauche les deux côtés qui cèdent facilement. Au moyen d'un rabot de bois convenablement emmanché, qu'on fait glisser à la surface du verre avec vitesse, on donne au carreau des faces très-planes, tant en dessus qu'en dessous.

La vitre étant terminée, on la pousse dans le four à recuire, où, presque aussitôt, elle prend assez de consistance en se refroidissant, pour se soutenir dans la position verticale qu'on lui donne, sans s'affaisser sous son propre poids.

1424. C'est par ce dernier procédé qu'on façonne le *verre en tables*, qui ordinairement est à base de potasse. C'est donc du verre de Bohême. Il y a toutefois cette différence, que dans le verre à vitres, le côté le plus long de la vitre se trouve suivant l'axe du manchon qui sert à la produire, tandis que dans le verre en tables, le plus long côté de la table provient du développement du cylindre lui-même.

Des glaces.

1425. Le verre à glaces est un verre à base de soude et de chaux. Il doit être parfaitement affiné. Les fourneaux employés à cette vitrification ont donc besoin d'un très-grand tirage, car on ne peut, dans la fabrication des glaces, augmenter au delà d'un certain terme, la dose de la base

alcaline pour rendre la vitrification plus facile. Les glaces préparées de la sorte seraient hygrométriques à un degré plus ou moins intense; elles s'altéreraient promptement et perdraient leur poli. Comme les glaces sont toujours des objets d'un assez grandprix, il est indispensable, dans une bonne fabrication; de doser leurs parties constituantes de manière à leur assigner une longue durée et une grande résistance à l'action prolongée de l'air humide.

Le verre à glace doit avoir une grande transparence, il ne doit présenter ni bulles, ni nœuds, ni stries; une vitrification parfaitement homogène est donc nécessaire, et pour l'obtenir il faut un feu vif et long-temps soutenu; aussi l'affinage de ce verre, est-il le plus difficile de tous.

1426. La fabrication des glaces date des premiers temps de l'introduction des verreries en Europe. Les miroirs furent, pendant bien des années, l'objet d'un commerce important pour Venise, la seule ville qui pût en fournir au commerce. La fabrique était placée à Murano, mais elle ne produisait que des glaces préparées par un procédé de soufflage, analogue à celui qu'on applique encore aujourd'hui à la fabrication des vitres.

C'est ce procédé qui fut importé en France en 1665. Une fabrique montée minutieusement sur le modèle de celle de Murano, fut établie par des artistes français à Tourlaville, aux environs de Cherbourg.

Les plus grandes glaces qu'on put se procurer ainsi, avaient environ trois pieds de côté. Elles étaient d'ailleurs exposées aux bulles, nœuds ou stries si fréquens dans les vitres ordinaires. Tous ces inconvéniens disparurent par l'invention du procédé de coulage, encore en usage aujourd'hui. Abraham Thevart imagina ce moyen hardi, qui permet d'obtenir des glaces de dix pieds, et le mit en usage à Paris en 1685. C'est le même artiste qui fonda, en 1691, la célèbre manufacture de Saint-Gobin, restée si long-temps sans rivale.

Il existe aujourd'hui en France trois manufactures de glaces; celle de Saint-Gobin, celle de Saint-Quirin et celle de Mont-Luçon. Comme elles sont montées sur une très-grande échelle, le commerce des glaces est un objet très-important pour la France.

1427. La grande dimension des glaces exige qu'elles aient une certaine épaisseur, et comme on est dans l'usage de fabriquer le verre qui les forme au moyen de la soude, on est obligé de porter un soin très-particulier dans le choix des matières premières, pour éviter autant que possible la teinte verte qui est propre au verre produit par cet alcali. Il serait possible de remédier à ce défaut, en se servant de potasse ou du moins en remplaçant une partie de la soude par de la potasse.

Dans les manufactures actuelles, on met un soin extrême à purifier le carbonate de soude; on choisit le sable et la chaux avec la même attention, et pourtant le verre obtenu, conserve encore une teinte verte ou bleue très-marquée, ce qui n'aurait certainement pas lieu avec des glaces à base de potasse; mais il est à craindre qu'un verre à base de potasse, si riche en alcali que l'est le verre à glace, ne soit un verre hygrométrique.

1428. L'épaisseur nécessaire des glaces entraîne un autre inconvénient très-grave. Celui-ci résulte des stries, bulles, nœuds ou filets qui se rencontrent dans la masse du verre et qui réfléchissent les objets en divers sens, de manière à défigurer les images. Ces défauts ne s'apercoivent même, qu'au moment où la glace a déjà supporté un polissage coûteux, et contribuent ainsi à maintenir assez haut le prix des belles glaces. Quand ils se présentent, on amincit les glaces ou bien on les coupe en morceaux plus petits pour les faire disparaître. C'est dans le but de les prévenir, qu'on fait subir au verre à glaces un affinage si prolongé, et qu'on en augmente la fusibilité par une proportion d'alcali plus forte que celle qu'on met dans les vitres.

1429. Dans le dernier siècle, on s'est beaucoup occupé de la couleur que les glaces doivent avoir pour remplir leur objet. Montamy avait avancé que la couleur noire était préférable à toutes les autres, et sa théorie parut assez spécieuse pour exiger une réfutation en forme, de la part de Allut, qui fut conduit à la conséquence opposée. Les opinions de Montamy ne purent pas résister à un examen attentif. Aujourd'hui, on cherche au contraire, à donner la plus parfaite transparence aux glaces et à détruire les moindres traces de coloration dans le verre qui les forme. Il est clair qu'on doit en agir ainsi, quand on veut que la réflexion s'effectue sur la lame de tain, à la seconde surface du verre. Si, au contraire, on voulait qu'elle se fît à la première surface, il faudrait en effet donner au verre non-seulement une couleur noire, mais une opacité complète, semblable à celle des métaux eux-mêmes, ce qui n'est pas facile.

Pendant long-temps, on n'avait employé que le bois pour alimenter les fours de fusion destinés à la fabrication des glaces; mais depuis quelques années, on se sert avec avantage de charbon de terre. Entre deux fours, dont l'un est alimenté avec le bois et l'autre avec le charbon, on n'aperçoit aucune différence dans la qualité du verre. On ne couvre même point les pots en employant le charbon, mais on laisse séjourner la matière deux ou trois heures de plus dans les pots et les cuvettes.

1430. *Préparation*. Pour faire les glaces, on emploie deux sortes de creusets, les *pots* et les *cuvettes* : les premiers servent à contenir les matières à fondre et à les conserver long-temps à l'état de fusion; les autres reçoivent le verre fondu, qui achève de s'y affiner; on le verse de celles-ci sur une table pour le couler en glaces. Trois pots contiennent la matière pour six petites cuvettes, ou pour trois grandes. Ces dernières sont employées pour les glaces de grande dimension, par exemple de 100 pouces

et au-dessus. Depuis peu, on construit des fours à six pots et à douze cuvettes, huit petites et quatre grandes, et l'on fabrique des cuvettes de trois grandeurs, qu'on désigne sous le nom de *petites, moyennes* et *grandes* Les petites ont la forme d'un carré parfait, les moyennes et les grandes celles d'un carré long.

Vers le milieu de la hauteur des cuvettes, on ménage un enfoncement de deux ou trois pouces de largeur, et d'un pouce de profondeur, nommé *ceinture* de la cuvette : c'est par là qu'on les saisit avec les tenailles. Cette ceinture règne sur les quatre côtés des cuvettes.[1]

Les sables qu'on fait entrer dans la composition du verre à glaces doivent être très-blancs et très-fins. A défaut de sable, on se sert de grès tendres, blancs et bien pulvérisés. Les pierres à fusil, le silex, le quartz, calcinés, étonnés et mis en poudre, peuvent aussi servir à la formation des mélanges. A Saint-Gobin, on ne se sert que de sable d'Aumont.

Voici la composition du verre pour les glaces :

Sable très-blanc.	300 parties.
Carbonate de soude sec. . .	100
Chaux éteinte à l'air. . . .	43
Calcin	300

Le calcin n'est introduit dans les mélanges qu'après le *frittage* : seulement il a besoin d'être divisé. On fait donc rougir les morceaux de verre cassés dans un four à fritte, et on les fait tomber rouges, dans des baquets pleins d'eau froide. Leur immersion subite dans ce liquide détermine une multitude de fissures qui en rendent la division complète et très-prompte. On a soin d'ajouter du reste un centième de soude au calcin, pour remplacer la portion perdue par évaporation.

Les quantités de sable, d'alcali, de chaux, de calcin, ne sont point invariables. On ne les marque ici, que comme

des données desquelles on peut et même on doit s'écarter, toutes les fois que les circonstances semblent l'exiger.

1431. Comme la matière, une fois fondue, diminue beaucoup de volume, l'on introduit d'abord dans les pots le tiers de la quantité qu'ils peuvent contenir; ce n'est que quand ce premier tiers est fondu qu'on y met le second, après la fusion duquel on ajoute le troisième. Ces trois époques sont désignées, par les dénominations de *première*, *deuxième* et *troisième* fonte. Le temps nécessaire pour la fusion et le raffinage est partagé également entre les pots et les cuvettes. On laisse séjourner la matière seize heures dans les pots et seize heures dans les cuvettes; au bout de ces trente-deux heures, elle est propre à être coulée. Pendant les deux ou trois dernières heures, on cesse de tiser, ou d'ajouter du combustible; on bouche tous les ouvreaux; on laisse ainsi la matière prendre la consistance convenable; c'est ce qu'on nomme *arrêter le verre*, ou *faire la cérémonie*.

L'action de transvaser le verre des pots dans les cuvettes porte le nom de *tréjetage*. Avant de tréjeter, on soumet les cuvettes au *curage*, qui a pour but d'en ôter le verre quelles ont retenu, ou les ordures qui pourraient y être tombées après la coulée. Pour cela, on les retire rouges du four, et on les place près d'un baquet plein d'eau. On se hâte d'enlever avec la poche, le verre ancien qui se trouvé amassé dans le fond du vase; on le jette à mesure dans l'eau des baquets. Si la cuvette est neuve et n'a point encore servi, on y verse un peu de verre fondu pour la laver, et on procède au curage, comme à l'ordinaire. Le curage achevé, on replace les cuvettes dans le four, et, après quelques instans de chauffe, on procède au *tréjetage*. Pour cela, un ouvrier cueille dans le creuset au moyen d'une cuiller en cuivre, tout le verre nécessaire pour remplir la cuvette. Il a soin de refroidir sa cuiller de temps en temps, pour l'empêcher d'entrer

en fusion et pour que le verre n'y adhère pas. Le tréjetage exige deux ouvriers qui se succèdent; chacun d'eux puise trois fois du verre, d'où vient le mot *tréjeter*, jeter trois fois, et il plonge ensuite sa cuiller dans l'eau froide. Le four est ensuite fermé et les cuvettes abandonnées à elles-mêmes, pour que le verre s'affine, c'est-à-dire, pour que les bulles excitées dans sa masse par le tréjetage, s'en dégagent et pour que l'excès de soude se volatilise entièrement.

1432. *Façon*. La fusion, l'affinage et la cérémonie étant achevés, on s'assure si le verre est tel qu'on le désire pour la coulée. A cet effet, on plonge le bout d'une canne dans la cuvette, ce qui s'appelle *tirer le verre;* on laisse filer la portion enlevée, qui, d'elle-même, et par son propre poids, prend la forme d'une petite poire ou larme de verre, d'après laquelle on juge s'il a la consistance requise, et s'il ne contient plus de bulles. Lorsqu'il est au point convenable, il faut tirer les cuvettes hors du four, et couler la matière dont elles sont remplies pour former les glaces. Chaque cuvette fournit une glace.

Pendant que le verre prend dans les cuvettes la consistance nécessaire, on doit s'occuper à chauffer les fourneaux de recuisson ainsi que la table de cuivre qui doit recevoir le verre liquide. Cette table en bronze, coulée d'une seule pièce, doit avoir une épaisseur de 11 centimètres environ. Sa face plane doit être parfaitement unie. On a vainement cherché à couler des glaces sur des tables de 40 ou 50 millimètres d'épaisseur; bientôt, l'expérience a prouvé que de semblables tables n'étaient bonnes que pour des glaces d'une petite dimension, dont la masse de verre n'était pas considérable. Les tables plus épaisses ont elles-mêmes besoin d'être dressées souvent avec le rabot, les transitions extrêmes de température qu'elles éprouvent rendant leur surface toute ondulée. Comme le prix de ces tables est très-élevé, car il en existe une à Saint-Gobin du poids de cinquante à cin-

quante-cinq milliers qui a coûté 100,000 francs, on a essayé en Angleterre de leur substituer des tables en fonte; mais on n'a pas réussi et on en est revenu aux tables de bronze.

La table de bronze est supportée par un fort châssis en bois, garni de 3 pieds. A l'extrémité de chaque pied se trouve une roulette en fonte, afin de pouvoir faire circuer la table partout où il est nécessaire.

La hauteur de la table est ordinairement de 80 centimètres au-dessus de la hauteur de l'aire de la halle, et juste au niveau de l'embouchure des fourneaux de recuisson. L'épaisseur de la glace est déterminée par des tringles ou règles de cuivre de 27 millimètres de large et de la longueur de la table elle-même. Leur épaisseur, de 8 millimètres au moins, s'accroît avec les dimensions des glaces. Ces tringles sont posées sur la table, au moment du coulage; leur écartement détermine la largeur et la longueur de la glace.

Pour étaler la masse de verre sur la table, on se sert d'un rouleau. Le rouleau étant arrêté par l'épaisseur des tringles, il ne laisse entre lui et la table que le verre nécessaire à la formation de la glace. Cet instrument est creux, sa longueur est égale à la largeur de la table. Son diamètre est de 18 à 19 centimètres, son poids peut varier entre 250 à 300 kilo.

Les fourneaux à recuire étant chauffés au rouge brun, la table de bronze ayant une température convenable, le verre étant épaissi au point nécessaire, on approche la table près de l'embouchure de la carquaise, on la nettoie, on met les tringles sur chaque côté de la face plane de la table, on prépare le rouleau, et on procède à l'opération du coulage.

1433. On démarge donc l'ouvreau des cuvettes qu'on veut enlever; deux ouvriers passent les crochets dans le fourneau, ils accrochent la cuvette, tandis qu'un troi-

sième glisse une grande pince dessous. Dès que celle-ci est bien enfoncée sous le fond de la cuvette, l'ouvrier la tire à lui, aidé de ceux qui manœuvrent avec les crochets; ils amènent la cuvette à l'entrée de l'ouvreau, où elle est reçue et posée sur un charriot et conduite près de la table. Là, deux ouvriers s'empressent de l'écrémer, puis on l'élève à 32 centimètres environ au-dessus de la table, on l'essuie partout à l'extérieur, ensuite on renverse le verre sur la table, entre les deux règles, en commençant vers l'embouchure de la carquaise et retirant la cuvette du côté opposé.

Aussitôt que la cuvette est vidée, on met le cylindre en mouvement et on le fait rouler sur les tringles et sur le verre épanché qui cède facilement au poids de ce cylindre, s'applatit dans toute la longueur de la table, et remplit uniformément l'espace qui se trouve entre les deux tringles.

Le rouleau ayant parcouru en tournant sur les tringles toute la longueur de la table, on le remet sur son chevalet. On ôte aussitôt les tringles et on casse les *bavures* qui peuvent exister aux deux côtés de la glace. Pendant ce temps, un ouvrier forme le rebord ou ce qu'on nomme tête de la glace, tandis qu'on essuye le sol du fourneau à recuire et qu'on arrange convenablement le sable, pour que la glace puisse y glisser sans obstacle.

Pendant qu'on procède à l'introduction de la glace dans le four de recuisson, d'autres ouvriers sont occupés à retirer hors du fourneau de fusion une nouvelle cuvette qui arrive à la table au moment où la glace précédente vient d'être enfournée dans la carquaise ou four de recuisson.

Comme la glace est encore molle, au moment où on l'introduit dans le four à recuire, l'effort qu'on est obligé d'exercer sur elle, pour la pousser sur le sol de ce four, produit à la surface supérieure de la glace des ondulations très-fortes que le polissage fait disparaître plus tard.

1434. Après avoir rempli la carquaise, on bouche avec précaution toutes les issues du fourneau de recuisson, avec des feuilles de tôle et de la terre jaune mélangée de sable. Ce n'est qu'au bout de vingt heures, qu'on commence à ôter quelques morceaux de tôle; une heure ou deux après, on en ôte davantage; enfin, au fur et à mesure que le fourneau se refroidit, on en ôte de plus en plus, et l'on finit par détacher toute la terre et les feuilles de tôle qui bouchaient les issues. Lorsque la main peut être posée sur les glaces, sans éprouver une grande impression de chaleur, on peut les retirer du four.

La température du fourneau, au moment où l'on introduit les glaces, doit être le rouge brun. Si le fourneau était trop chaud, les glaces pourraient entrer dans une demi-fusion, et se déformer, ou du moins adhérer au sol, de manière à ne pouvoir s'en détacher qu'avec fracture.

D'un autre côté, si le fourneau de recuisson était trop froid, les glaces y seraient mal recuites, et pourraient sauter en éclats au moment de leur sortie du fourneau ou plus tard. Le moindre changement de température suffit pour diviser une glace mal recuite en plusieurs morceaux. Elles se brisent aussi, au moment où on veut en séparer le rebord par le moyen du diamant en rabot. Presque toujours, cette séparation n'a pas lieu dans l'endroit de l'incision pour les glaces mal recuites.

Les fourneaux de recuisson ou carquaises sont très-étendus; ils ont plusieurs foyers. L'aire ou le sol doit être fait en briques mises sur leur champ et présenter dans toute sa surface un niveau parfait. On a soin d'y parsemer du sable dans toute son étendue, afin que les glaces puissent glisser sur les grains et prendre un retrait non contraint et facile.

1435. Le polissage des glaces se compose de deux opérations principales qui, elles-mêmes, pourraient être sous-divisées, ce sont le *doucissage* et le *polissage*.

Après avoir réduit la glace à ses dimensions utiles, on la scelle avec du plâtre sur une table en pierre, puis on la frotte avec une autre glace plus petite, fixée elle-même au moyen du plâtre sur un moellon pyramidal, servant de molette. On interpose d'abord du sable quarzeux, à gros grains, entre les deux glaces, pour dégrossir leur surface. On doucit ensuite en faisant usage de sable plus fin.

On porte ensuite les glaces sur une table, où on les frotte encore l'une contre l'autre, mais en substituant au sable un peu d'émeril délayé dans beaucoup d'eau.

Enfin on les polit, en les frottant avec un lourd polissoir, armé d'une plaque en feutre à sa partie inférieure ou frottante. Comme matière dure, on se sert de colcothar à divers degrés de finesse; le plus gros, sert pour ébaucher, et le plus fin, pour finir. On procède enfin à l'étamage, que nous décrirons plus tard, en nous occupant de l'ÉTAIN.

Verre à gobeletterie.

1436. Ce verre peut être à base de soude ou de potasse, mais il est bien évident que le dernier sera préférable à beaucoup d'égards. La gobeletterie en verre de Bohême est certainement plus belle, plus légère et plus durable que celle qu'on fait au moyen du verre à base de soude.

Du reste, le verre à gobeletteries diffère peu ou pas du verre à vitres par ses proportions.

Ainsi, pour tous les ustensiles de chimie, on refond simplement des rognures ou des cassons de verre à vitres. A la vérité, cette refonte colore le verre, mais cette circonstance offre ici peu d'inconvéniens.

Il est évident que la façon nécessaire pour produire la gobeletterie, peut se donner à tous les verres qui précèdent, et qu'on se procurera ainsi à volonté, de la gobeletterie blanche, verdâtre, bleuâtre ou jaunâtre, selon la nature des matières employées.

Verre à bouteilles.

1437. Le verre à bouteilles est formé, comme on l'a vu plus haut, de silice, alumine, chaux, potasse ou soude, oxides de fer et de manganèse. Ces derniers oxides colorent ce verre, qui doit, toutefois, une partie de sa couleur au charbon.

Quoi qu'il en soit, comme la couleur du verre à bouteilles lui est essentielle, ou que du moins elle ne nuit pas à son débit, on le fabrique à creusets ouverts, même en se servant de houille comme combustible. Cette circonstance définit la fabrication tout entière, et suffit pour en laisser deviner presque tous les points importans.

1438. *Préparation.* On fait entrer peu de soude ou de potasse dans la composition du verre à bouteilles. Et comme les carbonates de ces bases sont d'un prix élevé, on n'emploie ordinairement dans les verreries, que des cendres neuves ou de la soude de vareck, pour fournir leur base alcaline. D'ailleurs, les autres matières sont prises à un état d'impureté qui ne peut convenir qu'à la fabrication du verre employé pour les bouteilles à vin.

Les matières premières de la fabrication de cette espèce de verre sont des sables jaunes et ferrugineux, des résidus provenant du lessivage des soudes du commerce, des cendres lessivées qu'on nomme *charrées*, des cendres neuves, des soudes de vareck et de l'argile commune.

Les sables colorés sont même préférables aux sables blancs, l'oxide de fer qui les colore, jouant le rôle de fondant. Ils n'ont besoin d'aucun lavage ni d'aucune préparation : on en sépare toutefois les corps étrangers d'un volume notable, tels que les pyrites, les cailloux, etc. Pour cela, on les fait sécher et on les passe au travers d'une claie d'osier à claire voie.

L'argile propre à entrer dans la composition du verre à bouteilles est une terre jaune marneuse; c'est la terre à four; elle contient donc de l'alumine, de la silice, du carbonate de chaux, des oxides de fer et de manganèse; elle est peu liante, se réduit facilement en poudre quand elle est sèche, ce qui rend les mélanges plus faciles.

Les résidus du lessivage des soudes, ainsi que les cendres lessivées ou charrées, sont séchés, puis passés à la claie s'il est besoin.

Les cendres neuves proviennent en général des foyers domestiques. On doit préférer celles qui résultent de la combustion du bois neuf ou du charbon de bois. On les tamise et on les sèche avant de s'en servir.

La soude de vareck est employée en poudre. On la passe même au travers d'un tamis de toile métallique très-serrée.

1439. Voici le dosage ordinaire de ces matières :

Sable jaune.	100 parties
Soude de vareck.	30 à 40
Charrées.	160 à 170
Cendres neuves.	30 à 40
Argile jaune.	80 à 100
Calcin ou fragmens de bouteilles.	100

La dose du calcin n'est pas précise; on l'augmente pour la première et la seconde fonte quand on se sert de creusets neufs. Si l'on emploie un sable très-argileux, il faut supprimer la marne et fournir la chaux, au moyen d'une addition convenable de craie. On peut se servir de natron ou de soude brute pour remplacer la potasse que fournit la soude de vareck, mais dans ce cas même, on a soin de joindre au mélange une certaine quantité de cendres neuves, afin qu'il y ait de la potasse dans le verre. Enfin, en employant la soude de vareck à plus haute dose et sup-

primant la charrée, la dissolution du sable est plus tôt effectuée, les fontes plus rapides, mais *le fiel de verre* devient plus abondant.

Voici les proportions des substances à introduire dans ce dernier cas :

Sable jaune	100 parties.
Soude brute de vareck	200
Cendres neuves.	50
Calcin ou fragmens de bouteilles . . .	100

Il serait curieux de comparer la résistance des bouteilles ainsi préparées avec celles qu'on obtient par l'autre procédé. Du reste, ce dernier est assez généralement pratiqué maintenant. C'est celui qu'on emploie à Givors.

1440. Le fourneau de fusion pour le verre à bouteilles ne contient à l'ordinaire que six creusets. Ceux-ci ont 92 à 96 centimètres de hauteur, et le même diamètre ; leur épaisseur, dans le fond, est de 10 à 12 centimètres. On les remplit presque jusqu'aux bords, et dès que la matière est affaisée et convertie en verre, on remet de nouvelle composition dans les pots, et l'on pousse le feu. Les fontes sont rapides, car la plupart des compositions de verre à bouteille fournissant peu de fiel de verre, on n'a pas de temps à perdre pour l'affinage. La fonte dure sept à huit heures, et dès qu'elle est terminée, on ralentit le feu pour que le verre s'épaississe au point convenable pour le travail. Pour cela, on remplit le foyer de menuailles bien tassées, on intercepte les courans d'air autant qu'on peut et on évite de toucher au feu pendant le travail du verre, afin de ne pas ranimer la combustion. Cette préparation s'appelle *faire la braise*.

1441. *Façon*. Le travail du verre à bouteilles est fort simple. L'aide cueille au moyen de la canne, la masse de verre convenable et passe la canne au souffleur. Celui-ci,

en soufflant et tournant continuellement la canne, forme peu à peu la panse de la bouteille qui se termine dans un moule. Pendant que la bouteille est dans le moule, l'ouvrier continue à souffler et à tourner. Il relève ensuite la canne et tenant la bouteille dans une situation verticale et renversée, il enfonce le cul. On coupe alors le col, on fixe la canne au côté opposé, on arrondit le bord du col et on place le cordon qui doit le renforcer, ainsi que le cachet, si la bouteille doit en avoir un.

La canne passe alors entre les mains de l'aide qui doit la porter dans le four à recuire. Celui-ci la détache de la canne au moyen d'un léger choc.

On emploie ordinairement le charbon de terre pour faire le verre à bouteilles, et on calcule en général sur 100 hectolitres de charbon pour faire environ 3500 bouteilles ordinaires. Les bouteilles ordinaires reviennent à Givors, à 9 francs le 100 et se livrent sur place à 10 francs.

1442. *Usages.* Le verre à bouteilles est employé pour les bouteilles à vin et pour quelques grands appareils de chimie, tels que cornues, ballons, etc. Ces usages n'ont pas besoin de plus grands détails, mais il est nécessaire de dire quelques mots sur les vases destinés à supporter une haute pression. Il se fait en France une si grande quantité de vins mousseux et d'eaux gazeuses, qu'un manufacturier intelligent pourrait, en se livrant à la fabrication des bouteilles nécessaires à ce genre d'industrie, s'assurer un succès de longue durée. En effet, ces vases éprouvent une compression intérieure qui cause la fracture des bouteilles trop faibles, ce qui occasione une perte toujours assez grande et souvent désastreuse. On pourrait la diminuer en essayant toutes les bouteilles sous une pression double de celle qu'elles doivent supporter. D'ailleurs il serait indispensable d'étudier la forme des bouteilles et de s'arrêter à celle qui paraîtrait la plus avantageuse. En outre, il faudrait aussi soumettre à des essais

convenables les verres de diverses compositions et préférer ceux qui exigeraient l'effort le plus grand pour amener leur rupture. Enfin, il est vraisemblable qu'on aurait de l'avantage à donner au recuit de ces bouteilles des soins particuliers. Déjà la première de ces conditions peut se réaliser, M. Colardeau, ayant fait une machine propre à soumettre les bouteilles à une pression convenable pour les essayer. Il n'est pas douteux que l'introduction de ces machines dans le commerce, n'oblige très-promptement tous les fabricans de verre à bouteilles à étudier soigneusement les données qui peuvent leur permettre d'obtenir à coup sûr, des vases d'une résistance considérable, sans augmenter leur épaisseur, d'une manière incommode.

Il paraît, d'après les expériences faites par la Société d'encouragement, que les bouteilles à vin de Champagne ne résistent qu'autant qu'elles peuvent supporter une pression de douze atmosphères. Mais, tandis que la casse dans les celliers s'élève de 20 à 30 pour 100, les bouteilles neuves soumises à la machine de M. Colardeau résistent presque toutes à 12 atmosphères, et la casse ne s'élève dans ce cas qu'à 2 ou 3 pour 100. Il résulte de là que le mode de remplissage et le recuit peuvent avoir une grande influence dont il faudrait trouver moyen de tenir compte. Peut-être serait-il avantageux de laisser dans les bouteilles plus de vide et de ne s'en servir qu'après les avoir recuites à l'eau bouillante. En tout cas, la prime d'encouragement est assez forte pour tenter les fabricans et les engager à faire les essais nécessaires pour résoudre cette question.

Cristal.

1443. Dans tous les anciens ouvrages, on désigne indifféremment sous le nom de cristal le verre incolore, quel qu'il soit. Ainsi, l'on confond sous cette dénomination commune le verre simple à base de potasse, le verre à base de potasse

et de chaux, enfin, le verre à base de potasse et de plomb. Cette confusion est nécessaire à connaître, si l'on veut lire avec profit les auteurs anciens qui se sont occupés de verrerie. On réserve aujourd'hui le nom de *cristal* au double silicate de potasse et de plomb, qu'on emploie dans la fabrication des vases d'ornement ou de divers objets d'économie domestique. Le verre, de même nature d'ailleurs ou à peu près, qu'on emploie à la fabrication des instrumens d'optique, est plus spécialement désigné sous le nom de *flint-glass*, et celui qu'on fabrique pour imiter les pierres fines est connu sous le nom de *strass*.

Le cristal et le flint sont des verres dont l'origine anglaise ne peut être méconnue. Leur invention est une conséquence naturelle et nécessaire de l'emploi de la houille dans presque toutes les fabriques anglaises, emploi qui remonte à une époque assez reculée. Or, préparer du verre blanc dans un creuset ouvert, en brûlant seulement de la houille, c'est un problème qu'on peut résoudre aujourd'hui, mais qui ne pouvait l'être dans un temps déjà loin de nous. Pour abriter le verre du contact de la fumée qui le noircissait, il fallut transformer le creuset ordinaire en une cornue à col court, qui venait s'ouvrir au-dehors du fourneau. Mais sous cette condition, la vitrification devint trop difficile pour les verres ordinaires; on aurait été forcé d'accroître outre mesure la dose d'alcali. Il fallait donc trouver le moyen d'augmenter la fusibilité du verre, sans le rendre déliquescent; c'est ce qu'on parvint à réaliser au moyen d'une addition convenable de protoxide de plomb. La beauté du produit lui assigna bientôt un rang élevé parmi les diverses variétés de verres, et sa fabrication ne tarda point à se répandre dans les pays même où la houille ne se rencontre point. Mais dans ces localités, on a pu continuer la fabrication dans des creusets ordinaires, en ayant soin de conduire le feu de bois, de manière à éviter toute production de fumée et en mo-

difiant légèrement le dosage des matières employées. Aujourd'hui, presque tous les vases de verre destinés à recevoir des ornemens se font avec le cristal.

1444. Le cristal n'est pourtant pas une invention moderne, ou du moins, s'il a fallu l'inventer de nouveau, il est certain qu'il a été connu à une époque déjà fort ancienne. C'est ce qui est démontré par l'analyse faite en 1787, du *miroir* dit *de Virgile*, par M. Fougeroux de Bondaroy. Ce miroir du poids de 30 livres, poli sur les deux faces, transparent mais coloré en vert jaunâtre, contenait au moins la moitié de son poids d'oxide de plomb et offrait d'ailleurs tous les caractères du cristal. Ce miroir était conservé dans le trésor de Saint-Denis, depuis les premiers temps de sa formation, ce qui assigne à sa fabrication une époque bien antérieure à la découverte du cristal moderne. Il est évident, du reste, que son nom n'est pas exact et ne démontre nullement, ni qu'il ait appartenu à Virgile, ni qu'il soit d'une antiquité aussi reculée. Cette pièce prouve seulement, qu'on a su faire le cristal, il y a déjà long-temps; qu'on a connu même assez bien, les procédés de fabrication, puisqu'on a pu former un miroir d'une dimension qui serait remarquable encore aujourd'hui, et que ce secret s'est perdu pendant une longue suite d'années.

Du reste, faire du cristal était chose facile, mais pour arriver à la préparation du cristal incolore, il fallait bien des tentatives, bien des essais qui ont pu décourager les expérimentateurs en beaucoup de cas. Il serait donc très-naturel de penser que la possibilité de faire un cristal coloré, comme le miroir de Virgile, était connue de beaucoup d'anciens chimistes, sans qu'il fût permis d'en conclure qu'ils savaient également préparer un cristal pur et sans couleur comme le nôtre.

1445. *Préparation*. Beaucoup d'oxides métalliques sont capables de se combiner avec la silice, et de fournir ainsi des silicates qui se mêlent aisément aux silicates alcalins,

mais presque tous ces silicates sont colorés. Le protoxide de plomb et l'oxide de bismuth semblent être les seuls qui puissent donner des silicates peu colorés, et par suite des verres incolores par leur mélange avec le silicate de potasse en dose convenable. L'oxide de bismuth étant beaucoup plus cher que celui de plomb, on n'emploie que ce dernier pour la fabrication du cristal ordinaire.

Le cristal bien préparé est sans couleur. Il est plus transparent, plus net, plus brillant et plus pesant que le verre ordinaire : il doit ces avantages au silicate de plomb; mais comme ce dernier est par lui-même coloré en jaune, il arrive que lorsque la quantité en devient trop grande, il donne au cristal un coup d'œil jaunâtre.

Il faut donc maintenir à un degré convenable la proportion de silicate de plomb. On doit, en outre, éviter d'en mettre trop sous un autre point de vue. Le silicate de plomb est bien plus tendre, plus facile à rayer que les silicates alcalins, d'où il résulte que ce sel en quantité trop grande peut rendre le cristal si facile à rayer par le moindre frottement, qu'on ne pourrait l'employer à la plupart des usages domestiques auxquels il est destiné. D'ailleurs, cette addition le rendant plus cher et plus pesant, il serait au moins inutile de la faire, quand bien même on n'en serait pas détourné par les motifs qui précèdent. Il ne faut pas croire, comme paraissent le faire quelques écrivains, que la grande densité du cristal soit un avantage. C'est un inconvénient très-réel, au contraire, et il ne faut la considérer que comme un moyen facile de constater que le cristal contient assez de silicate de plomb, pour avoir toutes les qualités qui d'ailleurs le font rechercher et préférer aux autres verres.

1446. De même que l'on ne peut employer dans la fabrication du cristal que le silicate de plomb, de même aussi l'on ne peut associer à celui-ci que du silicate de potasse, si l'on veut avoir du cristal très-blanc. Le silicate

de soude donne toujours un verre bleu ou vert dont la couleur deviendrait sensible et désagréable dans les objets épais qu'on a coutume de fabriquer en cristal.

On serait peut-être disposé à penser qu'on pourrait se servir de silicate de soude dans cette fabrication, en ayant soin de ne faire que des vases de mince épaisseur. Mais, comme les vases de cristal sont destinés, en général, à recevoir des moulures ou des ornemens taillés, on n'est pas libre d'en diminuer beaucoup l'épaisseur. En outre, le recuit deviendrait une opération bien difficile, si l'on voulait fabriquer des vases d'une dimension un peu forte, sans leur donner une épaisseur proportionnelle. Le cristal est trop fusible, pour qu'il soit aisé d'empêcher ces objets de s'affaisser pendant le recuit.

Par ces motifs, le cristal est nécessairement destiné à fournir des objets épais, et dès lors on ne peut se servir que de silicates incolores, c'est-à-dire, ceux de plomb et de potasse; et par suite, on ne peut se servir que de matières pures et absolument exemptes d'oxides colorans pour obtenir ces deux silicates.

1447. La silice doit donc être bien blanche et absolument exempte d'oxides de fer ou de manganèse. Le sable d'Étampes, le sable d'Aumont, ceux de Lonjumeau, de Fontainebleau, et bien d'autres encore, peuvent servir, surtout si l'on a soin de les laver avec de l'acide hydrochlorique étendu d'eau, pour leur enlever les traces d'oxide de fer ou de manganèse qui peuvent s'y rencontrer.

Le carbonate de potasse a besoin d'une purification préalable qu'on obtient aisément en le dissolvant dans l'eau, en décantant la dissolution bien claire et faisant évaporer la liqueur. Tous les oxides colorans, se déposent, et par l'évaporation on a du carbonate de potasse mêlé à d'autres sels, mais au moins bien exempts d'oxides de fer ou de manganèse. Si le nitrate de potasse était à bas prix, on pourrait l'employer en remplacement du carbonate.

Le protoxide de plomb du commerce n'est presque jamais pur. Il contient des oxides de cuivre, de fer ou de manganèse en quantité trop grande dans la plupart des cas, pour qu'on pût en faire du cristal sans couleur. Aussi, fabrique-t-on exprès l'oxide de plomb destiné à produire le cristal. En général, on choisit à cet effet un plomb très-pur, que l'on oxide avec soin pour éviter d'y introduire des matières étrangères et nuisibles. On est dans l'usage de porter l'oxidation du plomb jusqu'à l'état de deutoxide ou de *minium*. Ce n'est pas que le cristal contienne du *minium*, celui-ci, perd à l'aide de la chaleur, une portion de son oxigène et repasse à l'état de protoxide qui fait seul partie du cristal. Mais il est avantageux et probablement même indispensable, de fournir au mélange qui doit produire le cristal, un corps capable de céder de l'oxigène dans le commencement de la fusion.

On a cru que ce dégagement d'oxigène était nécessaire pour produire dans le verre l'agitation qui empêche ce produit de se séparer en couches de diverses densités. Mais en y réfléchissant, on peut se convaincre aisément que la décomposition du minium est terminée, long-temps avant que la fonte se produise. L'oxigène que le minium dégage a très-probablement pour objet de brûler une matière organique analogue à l'ulmine qui se trouve en grande quantité dans le salin; matière, qu'on décompose en partie, calcinantce dernier pour en faire de la potasse, mais que l'on retrouve encore dans les potasses du commerce en quantité notable. Cette matière, mise en contact avec le protoxide, le réduirait à l'état métallique et colorerait le cristal, tandis que, brûlée par l'oxigène du minium, elle disparaît sans laisser trace de son existence.

Il est évident qu'on arriverait au même résultat en se servant de nitrate de potasse au lieu de carbonate, et qu'alors on pourrait remplacer le minium par du protoxide de plomb pur.

1448. *Dosage.* Les compositions varient, du reste, comme pour tous les verres, suivant l'état des fours et la nature du combustible. Voici les compositions pour des fours à la houille et à pots couverts :

Sable pur.	300 parties.
Minium.	200
Carbonate de potasse purifié. .	100
Groisil.	300

On ajoute au besoin, ainsi que dans les compositions suivantes :

Oxide de manganèse.	0,45
Acide arsenieux.	0,60

C'est là le dosage le plus ordinaire ; mais on obtient des produits plus beaux et plus durables avec le suivant :

Sable pur.	300 parties.
Minium.	200
Carbonate de potosse purifié. .	90 à 95

On peut diminuer à ce point la dose de la potasse quand le fourneau tire bien, en hiver par exemple. Mais en été on est généralement obligé d'en revenir au dosage précédent ou même d'avoir recours au suivant :

Sable pur..	300 parties.
Minium.	215
Carbonate de potasse purifié. .	110
Nitrate de potasse.	10
Borax.	12

1449. Dans les compositions qui doivent être vitrifiées à creuset ouvert, dans un fourneau alimenté avec le bois, on peut réduire la dose du minium. La chaleur est assez intense pour cela. Cependant, l'emploi du sable, du minium et du carbonate de potasse, dans le rapport ordinaire de 3,2 et 1, n'offre aucun inconvénient.

C'est par économie que l'on fait cette diminution de minium que la nature du chauffage permet. Il est facile même, on le conçoit, de réduire le minium de beaucoup, mais c'est toujours aux dépens de la beauté des produits. On doit donc se contenter du dosage suivant et ne pas aller au-dessous, si l'on veut avoir de beaux produits.

Sable.	300 parties.
Minium.	180
Carbonate de potasse purifié. .	120
Groisil.	300
Acide arsenieux..	0,45
Oxide de manganèse.	0,60

Les substances qui doivent composer le cristal étant mélangées, on les enfourne dans les pots : la matière entre en fusion au bout de quelque temps. On compte 14 heures de feu pour obtenir une fonte parfaite, et 14 heures pour le travail du verre, en supposant qu'il s'agisse d'un pot capable de contenir 300 kilogrammes de mélange.

1450. *Façon.* Le cristal se travaille de la même manière que le verre ordinaire, mais il permet beaucoup de manipulations que celui-ci ne supporte que difficilement. Cela tient à la fusibilité du cristal, qui est plus grande et surtout à la difficulté avec laquelle le cristal se dévitrifie, ce qui permet de le ramollir au feu bien plus souvent que le verre commun. C'est même très-probablement, à la réunion de ces deux circonstances que le cristal doit le poli remarquable de ses surfaces, poli qui le place au premier rang parmi les matières vitreuses.

En soufflant le cristal dans des moules de bronze, on obtient des vases qui présentent des reliefs ou des incrustations fort nettes, mais néanmoins faciles à distinguer, par leurs arêtes mousses, de celles que l'on obtient par la taille.

La faible dureté du cristal le rend plus propre à être taillé que tout autre verre. Cette opération, qui se divise en quatre époques distinctes, s'exécute pourtant avec une rapidité vraiment incroyable. On ébauche la pièce avec une meule de fer et du sable ; on l'adoucit ensuite avec une meule de grès qui fait déjà disparaître le grain grossier laissé par l'opération précédente ; enfin on polit la surface, d'abord avec une meule en bois et de la pierre ponce, et pour finir, avec une meule en liége et de la potée d'étain.

Depuis quelques années on dépolit, soit à l'intérieur, soit à l'extérieur, beaucoup de globes pour les lampes. On conçoit comment le dépolissage extérieur peut se faire, mais celui qui s'obtient sur la surface intérieure ne saurait guère s'exécuter par le même procédé. Aussi s'exécute-t-il tout autrement. On met dans ce cas, du sable d'un grain égal, dans le globe qu'il s'agit de dépolir. On dispose dans un tambour un certain nombre de ces globes et on donne au tambour un mouvement de rotation, au moyen duquel, la surface intérieure de tous les globes se trouve promptement usée et très-également dépolie.

Flint-glass.

1451. Le flint glass est comme on l'a vu cette variété de cristal que l'on consacre aux besoins de l'optique. Le flint doit avoir une grande densité, de 3,6 au moins. Il doit être peu ou pas coloré ; il doit être très-homogène, sans bulles ni stries, et cette dernière condition paraît fort difficile à remplir, quand on veut se procurer du flint en grandes masses, pour les lunettes astronomiques d'une ouverture un peu forte.

Pendant long-temps, le flint paraît avoir été préparé par les fabricans de cristal, qui trouvaient çà et là dans leurs creusets un cristal convenable pour les opticiens. Mais

le problème de la fabrication constante et régulière du flint-glass restait toujours à résoudre, quand M. Guinand s'en est occupé. Cet artiste ingénieux est parvenu à produire des masses de flint, capables de fournir des objectifs de 12 pouces, dimension inconnue jusqu'alors. Son secret communiqué par lui au célèbre Frauenhoffer, a été exploité par eux pendant plusieurs années, sans qu'on ait pu le découvrir. Après leur mort, l'un des fils de M. Guinand, possesseur du secret de son père, a continué la fabrication du flint dans les environs de Neuchâtel. L'autre a vainement essayé d'en faire dans la belle verrerie de Choisy; c'est après les tentatives inutiles de ce dernier, que MM. Thibeaudeau et Bontems, directeurs de cet établissement, sont arrivés à produire des masses de flint d'une dimension au moins égale aux plus belles masses de M. Guinand père. Il faut donc espérer que cette industrie va se trouver acquise à la France, et que nos opticiens n'auront plus recours pour leur flint aux fabriques étrangères.

1452. *Préparation.* La préparation du flint doit être analogue à celle du cristal ou du strass. Il est probable qu'on l'obtient avec des proportions plus ou moins analogues à celles-ci.

Sable pur.	300
Minium.	300
Potasse.	150
Nitre	10
Acide arsenieux.	0,45
Oxide de manganèse. . .	0,60

Mais les quantités de borax peuvent être augmentées, et il paraît même utile de remplacer une partie de la silice par de l'acide borique.

1453. *Façon.* C'est surtout dans le tour de main, au moyen duquel on parvient à éviter que le flint soit strié

ou bulleux, que consiste le secret de cette fabrication. On dit que M. Guinand père se procurait des masses brutes qu'il découvrait ensuite dans diverses directions, jusqu'à ce qu'il eût rencontré une portion bien pure. Il détachait alors celle-ci, enlevait tous les points impurs, puis repassait au four pour ramollir la surface et réparer toutes les traces du travail. Il est assez probable que la fabrication s'effectue en effet d'une manière plus ou moins analogue à celle-ci, car il paraît bien difficile d'obtenir à coup sûr de grandes masses de flint sans stries.

Strass incolore et strass colorés.

1454. Depuis long-temps les chimistes avaient fait connaître les procédés qui conviennent à la fabrication des pierres artificielles pour la bijouterie. Merret, Néri, Kunckel, Orschal, Haudicquer de Blancourt, Montami et Leviel ont donné à cet égard des recettes plus ou moins praticables. Bullion et Fontanieu en ont donné de nouvelles, et ont établi l'un et l'autre, très-nettement, les principes de cet art. Ainsi, l'on connaît la composition du strass depuis soixante ans au moins, et pourtant ce n'est que dans ces dernieres années qu'on a formé en France des fabriques en état de rivaliser avec l'Allemagne, pour la préparation des pierres précieuses artificielles.

M. Douault Wieland a porté dans cette fabrication un zèle et une intelligence si remarquables, qu'on doit le considérer comme le véritable auteur des perfectionnemens que la préparation du strass a éprouvés depuis peu. Mû par un sentiment digne d'éloge, et pensant avec raison que le travail publié sur cette matière par M. Fontanieu était insuffisant et inexact, il n'a point craint de faire connaître les procédés qui lui étaient propres.

1455. *Strass incolore.* La base de toutes les pierres artificielles est le strass incolore, qui, coloré par des silicates

à bases métalliques, fournit les imitations des pierres colorées. Taillé sans addition, il sert à imiter le diamant.

Le strass se prépare avec la silice, la potasse, le borax et l'oxide de plomb. On ajoute quelquefois à ces matières de l'acide arsénieux. Comme on veut avoir un produit bien pur, il faut porter un grand soin dans le choix des matières premières.

La silice peut se prendre à l'état de cristal de roche, de sable ou de silex. Le cristal de roche donne un verre plus blanc; le silex contient toujours un peu de fer, qui colore le verre en jaune; il en est de même du sable le plus pur. L'un et l'autre ont donc besoin d'être lavés avec l'acide hydrochlorique. Pour pulvériser et tamiser le cristal de roche ainsi que les silex, on les *étonne* en les faisant rougir au feu et les jetant dans l'eau froide.

La potasse ne doit pas être mélangée avec d'autres sels, M. Douault Wiéland choisit la plus belle potasse, ou bien il prend de la potasse caustique à l'alcool; mais l'emploi du nitrate de potasse me paraîtrait bien préférable en raison de la pureté constante de ce sel.

Le borax du commerce, celui de Hollande par exemple, produirait un verre brun; il faut préférer l'acide borique cristallisé.

L'oxide de plomb s'emploie à l'état de minium bien pur. La pureté absolue du carbonate de plomb, précipité du sous-acétate par l'acide carbonique, pourrait engager à à faire usage de la céruse de Clichy; elle donne un beau verre, en effet, mais qui n'est pas exempt de bulles.

Le choix des creusets est bien important. Ceux de Hesse sont meilleurs que ceux de porcelaine. Les creusets colorent quelquefois la matière en jaune ou en brun, quand leur surface interne laisse échapper quelques particules de fer. On n'a pas cet inconvénient à craindre avec des creusets de porcelaine dure, mais ils se cassent ou se percent souvent, et ils sont trop perméables.

On se sert, pour fondre la matière, d'un four à potier ou d'un four à porcelaine, et les creusets restent 24 heures environ au feu. Plus la fusion est tranquille et prolongée, plus le strass acquiert de dureté et de beauté. Si l'on a d'excellens creusets, on peut se servir du four à porcelaine; mais quand on y fait trop de pertes, il faut se contenter du four à potier.

1456. M. Douault a réussi à faire de très-beau strass, en employant plusieurs proportions. Les quatre mélanges suivans ont produit de bons résultats.

PRODUITS EMPLOYÉS.	N° 1.	N° 2.	N° 3.	N° 4.
Cristal de roche. . .	300	. . . .	300	. . . .
Sable.	. . . .	300	. . . .	300
Minium.	470	. . . .	462	. . . .
Céruse de Clichy. . .	. . . .	514	. . . .	512
Potasse à l'alcool. . .	163	96	168	96
Borax.	22	27	18	27
Acide arsenieux. . .	1	1	0,5	1

On voit que, pour la composition, le strass se rapproche beaucoup du flint-glass.

Le strass incolore n'est en usage que dans la bijouterie. Il sert à faire les imitations de diamans qui ont dans ces derniers temps obtenu un succès bien mérité, en raison de la perfection singulière de ces diamans, sous tous les rapports.

Avec le cristal de roche on obtient, dit-on, un strass plus dur que celui qui est fait avec le sable ou le silex; mais il est quelquefois trop blanc, ce qui n'est pas avantageux pour les petites et moyennes pierres. Elles ont moins d'orient et jettent moins de feu que celles dont la matière est légèrement colorée en jaune. Cette teinte disparaît dans la taille des pierres.

1457. *Strass colorés.* Ces strass sont destinés à fournir des imitations de diverses pierres naturelles plus ou moins estimées dans le commerce de la bijouterie. Sous ce rapport, l'art de faire le strass est en quelque sorte un art limité ; car, dès qu'on peut obtenir des copies fidèles des pierres employées par les bijoutiers, l'objet est rempli. En effet, ce serait vainement qu'on pourrait se procurer des strass remarquables par leur belle nuance ; si ces strass ne ressemblaient point à quelque pierre précieuse, ils seraient repoussés par les consommateurs. Il ne faut pas perdre de vue que ceux-ci veulent acheter à bon prix, des pierreries assez parfaites, pour qu'un œil inexercé les prenne pour de véritables pierres fines, d'une valeur bien plus considé rable. Ainsi, le strass le plus parfait, s'il n'imitait rien, n'aurait pas de valeur, car il ne tromperait personne.

Les fabricans de strass sont donc limités pour les cou leurs et même pour l'intensité des couleurs. Aussi, quoique, sous tous les rapports, nous eussions dû placer la fabrication des strass colorés avec les verres teints ou peints, il nous a paru plus commode pour le lecteur, de joindre ici le petit nombre de recettes qui composent cet art, renvoyant du reste tout ce qui concerne la théorie générale de la coloration des strass, au chapitre des verres colorés dont ils font évidemment partie.

Dans la fabrication des pierres artificielles, il est beaucoup de précautions à prendre, de soins à observer, que la pratique seule peut faire connaître. Les matières doivent être pulvérisées, et même porphyrisées avec attention. Les mélanges ne se font bien que par une tamisation répétée. Il ne faut pas se servir du même tamis pour passer différentes compositions, quelque soin que l'on mette à le nettoyer après l'opération. Enfin, pour obtenir des masses bien fondues, bien homogènes, sans stries, ni bulles, il faut employer des substances pures et mélangées dans un état de ténuité extrême ; choisir les meilleurs creusets,

fondre à un feu gradué et bien égal dans son maximum de température; laisser la matière au feu pendant vingt-quatre à trente heures, et ne faire refroidir les creusets que très-lentement, afin que la matière éprouve une sorte de recuit.

1458. *Topase.* Cette composition est très-sujette à varier dans la fonte, en raison du degré de température ou de la durée du feu. Elle passe du blanc de strass au jaune soufre, au violet et au rouge pourpre, suivant des circonstances qui ne sont pas bien connues. On peut comparer cette matière au *rubin-glass* des Allemands et des Italiens.

Voici la recette de M. Douault :

Strass très-blanc. . .	1000
Verre d'antimoine. . .	40
Pourpre de Cassius. .	1

Il faut choisir le verre d'antimoine le plus transparent et d'un jaune rouge orangé clair.

On peut, avec le fer seul, obtenir une topase assez belle avec le mélange suivant :

Strass. . . , ...	1000
Oxide de fer.	10

1459. *Rubis.* C'est la plus rare et la plus chère des pierres artificielles. La préparation de la topase fournit un moyen d'obtenir constamment et à volonté de très-beaux rubis. Souvent le mélange pour topase, donne une masse opaque, translucide sur ses bords et offrant dans ses lames minces une couleur rouge par transparence. Une partie de cette *matière-topase opaque*, et 8 parties de strass fondus dans un creuset de Hesse, qu'on laisse 30 heures au feu d'un four à potier, donnent pour résultat un beau cristal jaunâtre semblable au strass. Refondu au chalumeau, celui-ci produit le plus beau rubis d'Orient.

On peut faire un rubis moins beau et d'une teinte différente, en employant les proportions suivantes ;

Strass incolore. . . .	1000
Oxide de manganèse	25

1460. *Émeraude*. L'émeraude est très-facile à fabriquer. Celle qui réussit le mieux résulte du mélange de l'oxide vert de cuivre avec le strass incolore. Si l'on ajoute de l'oxide de cobalt, le verre obtenu présente des reflets bleus. La composition qui imite le mieux l'émeraude naturelle est la suivante :

Strass incolore. . . .	1000
Oxide de cuivre pur.	8
Oxide de chrôme. . .	0,2

On peut en augmentant la proportion de chrôme ou d'oxide de cuivre, et en y mêlant de l'oxide de fer, faire varier la nuance verte et imiter le péridot ou l'émeraude foncée.

1461. *Saphir*. Pour produire une couleur d'un beau bleu oriental, il faut employer du strass très-blanc et de l'oxide de cobalt très-pur. Cette composition mise dans un creuset de Hesse luté, doit rester 30 heures au feu. Voici les proportions :

Strass incolore. . . .	1000
Oxide de cobalt. . . .	15

1462. *Améthyste*. Sa couleur doit être belle et veloutée pour qu'on en fasse quelque cas. Voici la formule qui réussit le mieux :

Strass incolore. . . .	1000
Oxide de manganèse	8
Oxide de cobalt. . .	5
Pourpre de Cassius..	0,2

1463. *Aigue-marine*. C'est une pierre peu recherchée, même quant elle est naturelle. C'est une émeraude pâle, tirant sur le bleu plutôt que sur le vert, et imitant assez la couleur de l'eau de mer. On l'obtient en mêlant :

Strass incolore. . . .	1000
Verre d'antimoine. .	7
Oxide de cobalt. . .	0,4

1464. *Grenat syrien.* Cette pierre, que les anciens appelaient *escarboucle*, a une couleur vive qui la fait estimer. Elle est surtout employée pour les petits bijoux. Le grenat artificiel est une espèce de rubis foncé que l'on fabrique d'après la formule suivante :

Strass incolore. . . .	1000
Verre d'antimoine. .	500
Pourpre de Cassius. .	4
Oxide de manganèse	4

Émail.

1465. Dans l'acception que nous lui donnons, ce mot ne désigne que l'espèce de matière vitreuse dans la composition de laquelle on fait entrer l'acide stannique. Observons toutefois, que l'on confond souvent sous ce nom des produits fort différens, qui n'ont de commun avec l'émail blanc stannifère, que l'usage qu'on en fait pour émailler divers corps, c'est-à-dire, pour les recouvrir d'un enduit vitreux. Mais il est bien évident qu'avec des précautions convenables, toute matière vitrifiable pourra servir à émailler, et que si l'émail constitue une espèce particulière parmi les corps vitreux, ce n'est pas en raison de ses usages techniques, mais bien en ce que l'émail commun, celui dont on se sert le plus souvent, se sépare nettement de tous les autres verres, par la présence de l'acide stannique.

Nous avons vu plus haut que l'émail blanc se compose de silice et d'acide stannique unis à de l'oxide de plomb et à une base alcaline. Examinons maintenant par quels procédés ce produit s'obtient.

1466. On fait un alliage de 15 parties d'étain pour 100

parties de plomb; on chauffe cet alliage au contact de l'air, jusqu'au rouge. Il entre en ignition par places et s'oxide avec rapidité. On ramasse à mesure la couche d'oxide et on a soin de tenir le bain métallique découvert. Quand toute la matière est oxidée, on la met en poudre et on la délaye dans l'eau. On laisse déposer les portions grossières, on décante la liqueur trouble et on recueille à part toute la poudre fine qui était en suspension. On recommence cette opération, en ayant soin de calciner de nouveau le résidu grossier de temps en temps, pour oxider les portions métalliques qui peuvent encore s'y rencontrer.

Quand on s'est ainsi procuré le stannate de plomb ou *calcine*, en poudre suffisamment ténue et bien purgée de toute portion métallique, on procède au mélange qui doit fournir la fritte propre à produire l'émail. Ce mélange est formé de :

Sable siliceux. . . .	100
Calcine.	200
Carbonate de potasse. .	80

On met ce mélange dans un creuset que l'on expose à une température peu élevée et suffisante seulement pour le fritter ou pour déterminer tout au plus un commencement de fusion à la surface. Cette fritte sert de base à tous les émaux.

On peut remplacer la potasse par le carbonate de soude et même par le sel marin, mais ces substitutions fournissent des émaux doués de propriétés particulières.

1467. Dans les anciens auteurs, on indique une dose de matière alcaline bien plus faible, mais aussi on emploie le talc au lieu de sable siliceux, et dans ce cas, la base alcaline est fournie par le talc lui-même. Ainsi, par exemple, la recette donnée par Néri se ramène aux élémens suivans ou à peu près.

50,00 Talc. . . . . =	Silice.	25
	Alumine.	13
	Chaux ou ox. de fer. .	3,45
	Potasse.	8,75
50,00 Calcine, à parties égales de plomb et d'étain =	Acide stannique. . . .	26
	Oxide de plomb. . . .	24
0,50 Potasse. . . . . =	Potasse.	0,30
100,50 Émail.		100,50

Il est bien évident que les propriétés d'un tel composé ne peuvent pas ressembler exactement à celle du composé que nous avons indiqué d'abord. Il est certain que l'oxide de fer doit être nuisible, mais il est possible que la chaux ou l'alumine jouent un rôle favorable.

Il est donc utile d'observer que Clouet regarde comme nécessaire d'employer un mélange de 3 parties de sable siliceux et de 1 partie de talc, au moins, comme matière siliceuse. On peut imiter l'effet du talc jusqu'à un certain point, en frittant d'avance le sable pur avec de la potasse; mais cette fritte n'introduit pas d'alumine dans l'émail, et peut-être sa présence est-elle de quelque utilité.

1468. La nature de la calcine n'est pas moins sujette à varier que les proportions des autres substances. Nous venons d'indiquer les deux alliages extrêmes, savoir : 100 de plomb et 100 d'étain, ou bien 100 de plomb et 15 d'étain ; mais on conçoit que tous les intermédiaires peuvent être employés. Ces variations donneront toutefois à l'émail des qualités particulières, et quand on en tient compte, ainsi que de toutes celles dont on a déjà fait mention, il devient assez facile de comprendre pourquoi la fabrication de l'émail a pu rester si long-temps secrète. En effet, tous les potiers savent fort bien préparer l'émail qu'ils emploient comme couverte pour la faïence commune ; mais quand il s'agit de l'émail qu'on applique sur

les métaux, il est difficile, à ce qu'il paraît, de le produire à coup sûr.

Les Vénitiens ont conservé cette branche d'industrie, si restreinte d'ailleurs, qu'il ne vaut guère la peine de chercher à la leur ravir. On fabrique cependant en France, et depuis long-temps, des émaux capables de rivaliser avec ceux de Venise. M. Lambert, qui s'est occupé très-attentivement de cette branche de la chimie pratique, possède à Sèvres un atelier capable de fournir à tous les besoins du pays.

1469. Quand on s'est procuré la fritte par l'un des procédés qu'on vient de décrire, il reste à mettre l'émail en fusion et à le priver de toute coloration accidentelle. C'est ce qu'on exécute, en y ajoutant la dose convenable de peroxide de manganèse. On fait d'abord en petit quelques essais, avec divers mélanges. Quand on est fixé sur la proportion à employer, on mêle la fritte réduite en poudre avec le peroxide également pulvérisé; on met le tout dans un creuset, et on fond à un feu de bois vif et bien pur ou exempt de fumée. Quand la matière est en fusion, on la coule dans l'eau et on la pulvérise. On répète trois ou quatre fois cette opération; on donne enfin la dernière fusion à l'émail, et on le livre au commerce.

1470. On peut substituer dans l'émail l'acide antimonique à l'acide stannique, mais alors il faut éviter l'emploi de l'oxide de plomb. Il paraît que le composé qu'on se procure ainsi, convient mieux pour les émaux colorés en pourpre ou en bleu. Voici, d'après Clouet, les proportions les plus convenables.

300 de verre blanc.
100 de borax.
25 de nitre.
100 d'antimoine diaphorétique lavé.

1471. La coloration des émaux se fait au moyen des

mêmes substances que celle des strass. La dose en est seulement plus forte, en général. Quant à l'emploi des émaux, il est assez varié. A l'occasion des faïences, nous ferons connaître l'un des plus importans, c'est-à-dire, la préparation et l'application de l'émail ou couverte des faïences communes. Nous reviendrons, en nous occupant des peintures vitrifiées, sur les applications de l'émail à l'art d'émailler les métaux, ainsi que sur l'art du peintre en émail, qui se trouvera réuni à l'art du peintre sur porcelaine, et sur verre auquel il touche de si près.

CHAPITRE XI.

Poteries.

1472. Nous désignons sous la dénomination générale de poteries, non-seulement les vases d'ornement ou de ménage faits en terre argileuse cuite et vernie, mais encore tous les objets quelconques préparés avec des argiles soumises à l'action du feu. Par conséquent, les briques les plus grossières, les tuiles, les carreaux d'appartement, etc., vont se trouver ici à côté des porcelaines et des poteries les plus soignées.

L'art de façonner l'argile et de la durcir au moyen d'une cuisson convenable, paraît être l'un des premiers que les hommes aient mis en pratique. Dès que la civilisation naissante introduit l'usage des alimens cuits, on voit paraître des poteries plus ou moins grossières destinées à leur cuisson. On observera plus loin et non sans quelque surprise, l'espèce d'uniformité qui règne dans les procédés ou les produits de cette industrie parmi les peuples à demi sauvages, ou du moins peu civilisés, bien qu'on les étudie à de grandes distances de lieux ou d'époques.

L'art de fabriquer les poteries est porté aujourd'hui à un degré de perfection remarquable en pratique, bien que, sous le point de vue de la théorie, il reste encore à se rendre compte d'une foule de détails difficiles à expliquer. En soulevant dans ce chapitre toutes les questions de théorie auxquelles la fabrication des poteries nous a paru se rattacher, nous n'avons pas eu la prétention de les résoudre, mais nous avons du moins espéré que ces questions une fois posées, il serait facile d'arriver à leur solution complète, soit en combinant convenablement les faits observés dans les ateliers, soit en soumettant les matières premières et les produits à quelques analyses soigneuses.

1473. Les résultats auxquels l'étude des verres nous a conduits, permettent de se former une idée générale assez nette des poteries. On peut, en effet, se représenter *à priori* maintenant, l'espèce de réaction qui doit s'effectuer dans les matières employées pour la fabrication des poteries, quand on vient à les soumettre à l'action du feu.

Les mélanges naturels ou artificiels qui composent les pâtes de poteries, peuvent être classés de la manière suivante :

Silice, alumine.	type idéal.
Silice, alumine, chaux . . . . . . Silice, alumine, oxide de fer. . . Silice, alumine, chaux, ox. de fer.	grès, faïences, creusets, briques, carreaux, tuiles, etc.
Silice, alumine, potasse.	porcelaine dure.
Silice, alumine, soude.	porcelaine tendre.
Silice, alumine, magnésie.	porcelaine de Piémont.
Silice, alumine, baryte.	grès.

Une argile, formée de silice et d'alumine parfaitement pure, est, il faut le dire, un type idéal que la nature ne réalise presque jamais. Ainsi, quoiqu'on puisse affirmer qu'une argile semblable produirait de véritable poterie, au moins paraît-il certain que les combinaisons qui se forment dans les poteries ordinaires sont plus compli-

quées. Presque toujours, dans les poteries, la partie essentielle, ou du moins la plus abondante, consiste en silice et alumine. Ce mélange est déjà par lui-même capable de contracter au feu la dureté et la densité nécessaires, mais l'addition d'une base quelconque augmente sa fusibilité. Ainsi, l'on peut concevoir que les autres bases ci-dessus désignées forment avec l'alumine et la silice de doubles silicates vitrifiables, en quantité plus ou moins grande. Ceux-ci, disséminés dans la pâte formée par le silicate d'alumine simple, par la silice en excès ou par l'alumine en excès, contribuent puissamment à lui donner de la cohésion et de la dureté.

En définitive, nous aurions dans la pâte des poteries

Des silicates à plusieurs bases.	fusibles.
Du silicate d'alumine.	infusible, mais capable de se durcir au feu.
De la silice ou de l'alumine en excès. .	infusibles et presque inaltérables au feu.

Le rapport de ces diverses substances entre elles, leur nature, ainsi que le degré de feu auquel on les soumet, sont autant de circonstances qui exercent sans aucun doute une influence très-forte sur la nature des produits. Il sera plus facile de faire la part de ces diverses circonstances, quand nous examinerons, en particulier, chaque espèce de poterie.

1474. Les principes constituans des poteries offrent le meilleur moyen de classification pour un ouvrage comme celui-ci. Les grouppes qui en résultent sont, du reste, en rapport avec ceux qu'on obtiendrait par les caractères tirés de la nature des produits envisagés sous le rapport technique; aussi, les classes que nous allons former sont-elles précisément les mêmes que M. Brongniart a établies depuis long-temps dans l'article *Argile* du Dictionnaire des sciences naturelles.

1o *Porcelaine tendre.* Silice, alumine, potasse, soude et chaux.

2o *Porcelaine chinoise.* Silice, alumine, potasse.

3o *Porcelaine de Piémont.* Silice, alumine, magnésie.

4o *Grès.* Silice, alumine et quelquefois barite, ou chaux, ou oxide de fer.

5o *Faïence fine.* Silice, alumine, et quelquefois chaux.

6o *Faïence commune.* Silice, alumine, oxide de fer.

7o *Briques et creusets réfractaires.* Silice, alumine avec traces de chaux ou d'oxide de fer.

8o *Briques communes, carreaux, tuiles*, etc. Silice, alumine, oxide de fer et quelquefois chaux.

Ainsi que pour le verre, nous ferons précéder l'examen de chacune de ces espèces, d'une exposition sommaire des caractères généraux des poteries et des procédés employés pour leur fabrication.

1475. *Matières premières.* Le potier emploie un assez grand nombre de matières premières, les unes pour la fabrication des pâtes, les autres pour celle des couvertes, enfin beaucoup pour les décorations qui s'appliquent à la surface des pièces.

Les décors métalliques s'obtiennent au moyen des métaux nobles, l'or, le platine.. Les colorations se font au moyen des oxides métalliques capables de fournir des silicates colorés, inaltérables au feu. Les oxides de cobalt, de chrôme, de fer, de cuivre, de manganèse, de zinc, d'antimoine, d'urane, et quelques autres sont dans ce cas.

Les couvertes sont toujours des verres. Mais, tantôt elles se font avec des substances données par la nature; tel est le cas du felspath, qui sert à mettre la porcelaine dure en couverte. Tantôt, elles sont composées d'élémens analogues à ceux du felspath ou du verre à bouteilles, mais elles résultent de mélanges artificiels. Tantôt enfin, elles sont

produites par de l'émail ou par une espèce de cristal, et elles sont encore le résultat de mélanges combinés de diverses manières. L'oxide de plomb, ou plutôt le silicate de plomb, joue un grand rôle dans la préparation des couvertes.

Les pâtes se préparent au moyen de diverses substances que l'on peut classer de deux manières. En effet, pour que la façon des pièces soit facile, on a besoin que la pâte elle-même soit liante, ductile, capable, par conséquent, de s'allonger, de se plier, de s'étendre sous la main de l'ouvrier sans se rompre et sans se gercer. D'un autre côté, pendant la dessication des pièces, si la pâte en était trop liante, l'évaporation de l'eau se ferait d'une manière inégale, et la pièce en serait exposée à se gercer dans tous les sens, ainsi que cela se voit toujours dans les masses d'argile pure que l'on abandonne à l'air après les avoir humectées. On évite ce dernier inconvénient, en diminuant la propriété plastique ou liante des argiles, par l'addition d'un corps qui en soit lui-même dépourvu. Dans la fabrication des pâtes on a donc besoin de matières plastiques et de matières non plastiques.

Les matières plastiques employées, sont : les argiles, les marnes et la magnésite, auxquelles on peut ajouter le gypse, le talc et les ocres.

Les matières non plastiques, sont : le silex, les sables, le quartz, le felspath, la craie, les os calcinés et le sulfate de barite, ainsi que quelques sels solubles qu'on emploie rarement.

D'un autre côté, nous avons déja vu que la pâte des poteries devait contenir des matières fusibles et des matières infusibles. A cet égard, les matières premières que nous venons de citer pourraient être classées ; mais on sent aisément que ces matières une fois mêlées réagissent les unes sur les autres, et que telle substance qui seule était infusible peut devenir fusible par suite de sa combi-

naison avec l'une ou l'autre des matières auxquelles on l'a mélangée. Ces considérations nous ramènent ainsi à l'expression générale que nous avons énoncée plus haut (1473), et qui nous paraît véritablement la seule qu'on puisse donner d'une manière absolue, en ce qui concerne la fusibilité ou l'infusibilité des élémens de toute poterie cuite.

Nous n'avons cité parmi les matières premières de l'art du potier que des produits naturels, ou à peu près. Ce n'est pas que l'on ne pût fabriquer de véritables poteries, au moyen de la silice et de l'alumine extraites l'une et l'autre en gelée, de leurs combinaisons par des moyens chimiques, et mêlées ensuite à proportions convenables; mais ce mélange aurait une valeur telle qu'on ne pourrait s'en servir en aucune circonstance, et il n'offrirait jamais à un aussi haut degré que les argiles, le caractère de la plasticité, dont les causes nous sont encore inconnues.

1476. *Fabrication.* La fabrication des poteries se compose d'une série d'opérations qui se reproduit presque toujours. Les argiles que la nature nous fournit sont rarement susceptibles d'un emploi immédiat. La fabrication des briques est la seule qui permette de se servir d'argiles non lavées. Pour toutes les autres poteries, on a besoin de séparer de l'argile les corps étrangers qu'elle contient; en conséquence, on les lave pour en séparer les parties grossières, et surtout l'excès de silice; ensuite, on forme la pâte par le mélange en proportions convenable de diverses espèces d'argile ou de ciment. On laisse macérer la pâte, on la broie, on la corroie pour lui donner du liant et de l'homogénéité; on forme les pièces par des procédés appropriés, et enfin, on les fait cuire à un feu convenable.

Comme la cuisson fait prendre de la retraite aux pièces et qu'elle diminue ainsi beaucoup leur volume sans changer sensiblement leur poids, elle les rend plus compactes

et plus denses ; en général, la densité des poteries est d'autant plus grande, que la pâte est plus fine et la cuisson plus forte. Les pièces deviennent alors plus dures, plus solides, mais aussi plus susceptibles de se casser par des changemens brusques de température.

C'est ici que se pose nettement la limite entre la poterie et le verre. Admettons, en effet, que le retrait se soit continué jusqu'au moment où le rapprochement des molécules suffit pour faire passer la masse à l'état liquide, nous aurons une masse à surface unie et tout-à-fait imperméable : ce sera du verre. Admettons, au contraire, que l'état vitreux ne se réalise que par portions, et que les molécules vitrifiées se trouvent disséminées dans une masse formée de molécules encore isolées, nous aurons une *poterie*. Mais alors la surface sera rugueuse, et la masse sera plus ou moins perméable aux liquides.

Ainsi, dès qu'on suppose qu'il s'agit d'une poterie, la finesse de la pâte et sa dureté ne sont jamais assez grandes pour que les vases destinés aux usages domestiques, ne se salissent pas complétement par la poussière qui adhère à leur surface ou par la graisse qui les pénètre ; ce qui les rend bientôt d'un emploi désagréable. On les recouvre d'un vernis vitreux, ou *couverte*, pour réunir dans le même objet, les qualités propres aux poteries et celles qui conviennent au verre lui-même.

On appelle terre cuite, grès ou biscuit, les poteries qui n'ont point reçu de vernis. Il est évident que toutes les poteries sont susceptibles de rester dans cet état, nous n'en ferons donc pas une classe particulière.

1477. *Couverte*. Les vernis ou couvertes que l'on met sur les poteries pour les rendre imperméables, sont des verres dans lesquels on cherche à réunir un certain nombre de propriétés dont la plus légère réflexion démontre bientôt la nécessité. Quand la pâte dont la poterie est formée, est elle-même fusible, le vernis doit

être plus fusible que la pâte. Le vernis doit être d'ailleurs d'autant plus fusible, que la température à laquelle on veut l'appliquer doit elle-même être plus basse. Ainsi, quand on veut se servir pour vernis de compositions analogues aux verres que nous avons décrits, on voit que le verre à bouteilles est le moins fusible, et que le strass l'est au contraire le plus. Aussi, les poteries qui se cuisent à basse température, sont-elles toujours recouvertes d'un vernis plombifère. La composition des vernis doit donc varier beaucoup, et elle doit être en rapport avec la nature et le degré de cuisson des poteries sur lesquelles on les place. Comme ils doivent tous s'étendre également et sans se fendiller sur les poteries, il faut qu'à la température de leur cuisson, ils soient amenés à un degré de liquidité complète. Il est de toute évidence qu'en leur donnant cette faculté, au moyen de l'oxide de plomb mis en grand excès pour compenser le défaut de feu, on les rend susceptibles d'une altération prompte, désagréable, et souvent dangereuse, tant par le frottement que par les acides.

Ces vernis sont transparens ou opaques, colorés en brun, en vert ou parfaitement incolores, suivant la nature des pâtes auxquelles on les applique, ou l'usage auquel on destine les objets qui en sont recouverts.

La fabrication des couvertes exige donc des qualités rarement compatibles : l'économie, la beauté, la dureté, la salubrité, et une fusibilité parfaite, à la température qui convient à la cuisson de l'espèce de poterie qui doit les recevoir.

1478. Nous avons insisté, jusqu'à présent, sur les conditions qui conviennent plus particulièrement aux vernis, sous le rapport de leur application. Nous allons résumer en quelques mots celles qui conviennent à leur durée. La dureté est sans doute une des plus importantes, et nous savons déjà qu'une fusibilité trop grande est un indice d'une du-

reté trop faible pour que le vernis puisse résister aux frottemens répétés du fer, de l'acier, et même du biscuit de la poterie sur laquelle il est appliqué. Une autre condition de durée, c'est le rapport exact qui doit se trouver entre la dilatation du vernis et celle de la pâte. Il est évident, en effet, que si ces dilatations sont inégales, les deux matières éprouveront une traction, soit pendant le refroidissement qui s'opère après la cuisson, soit par les variations de température que l'usage des vases qui en sont formés les expose à subir. De ces deux lames superposées, la plus faible doit casser, quand l'effort de traction exercé par l'autre sera suffisant. Comme, en général, le vernis est bien plus mince que la poterie sur laquelle on l'applique, c'est ordinairement sur lui que s'opèrent les fentes ou cassures. On dit alors que la couverte est *tressaillée*. Il est clair que dans ce cas, la pièce de poterie n'est plus défendue, et que les liquides peuvent en pénétrer la pâte. Comme on ne peut pas fendiller cette couverte à volonté et régulièrement, ce défaut devient en quelque sorte une qualité quand les fentes sont bien disposées. Dans la porcelaine qui nous vient de la Chine, on distingue sous le nom de *porcelaine truitée* celle qui présente des fentes régulièrement espacées. Elle se paie plus cher que la porcelaine sans défaut.

1479. Les vernis ou couvertes se mettent ordinairement par immersion. La matière à couverte étant réduite en poudre et délayée dans l'eau, et les pièces rendues plus solides et plus absorbantes par une demi-cuisson préliminaire, on plonge les pièces dans l'eau qui tient la couverte en suspension ; l'eau pénétrant la pâte éprouve une véritable filtration de dehors en dedans, et elle dépose ainsi à la surface une couche égale de couverte. Quand on cuit fortement la poterie en biscuit, on met la pièce en couverte par l'aspersion du vernis réduit en bouillie épaisse. Enfin la couverte s'applique au pinceau pour toutes

les retouches qu'elle exige avant ou après la cuisson.

Jusqu'à présent nous avons supposé que la couverte préparée d'avance était ainsi appliquée sur les poteries à vernir. Mais il peut arriver, et il arrive en effet, que l'on produise le vernis vitreux qui recouvre certaines poteries aux dépens de la pâte elle-même, en lui empruntant la silice et l'alumine nécessaires pour composer une espèce de verre à bouteilles. Il est alors nécessaire seulement d'ajouter à ces matières la potasse ou la soude qui doit compléter le composé vitreux. On y parvient facilement en plaçant vers la fin de la cuisson toutes les pièces encore incandescentes dans une atmosphère de sel marin. Tout se trouve ainsi réuni pour former un silicate de soude et d'alumine, puisqu'on a d'une part la silice et l'alumine dans la pâte, et qu'on met en présence de la silice, du sel marin et de la vapeur d'eau produite par la combustion.

C'est ainsi qu'on donne la couverte à certains grès.

Le mode d'application des couvertes, la température de leur cuisson, la nature des pâtes et celle des couvertes sont autant de causes qui peuvent conduire à deux résultats très-différens. Tantôt, en effet, la couverte fait corps avec la pâte, tantôt, au contraire, la couverte n'est en quelque sorte que superposée, et n'a pas pénétré la pâte qu'elle recouvre. Les porcelaines et les grès sont dans le premier cas, les faïences et la terre de pipe sont dans le second. Cette différence assigne aux premières poteries une solidité et une durée bien supérieures à celles que les secondes peuvent offrir, et devra fixer, ce nous semble, l'attention de tous les fabricans jaloux de perfectionner leurs produits.

Après avoir résumé les principales circonstances de la fabrication des poteries, nous allons les soumettre à un examen plus détaillé en insistant particulièrement sur la composition des pâtes, leur façon, leur cuisson, leur retraite, la composition des couvertes, leur application,

leur cuisson et les accidens qui peuvent se présenter dans le cours du travail des poteries.

Composition des pâtes.

1480. On a déjà vu que les pâtes de poteries résultent le plus souvent de divers mélanges purement argileux. Presque toujours une argile quelconque ou une marne sert de base aux pâtes de poteries et leur donne les propriétés plastiques nécessaires pour la façon rapide et régulière des pièces. Mais quelquefois, au lieu de se borner à faire des mélanges à diverses proportions d'argile ou de marne, on ajoute à la base argileuse des matières qui, sans jouir d'aucune propriété plastique, servent à modifier les caractères de l'argile cuite, en produisant des combinaisons variées à l'aide de la chaleur. Dans ce dernier cas, ces matières sont prises à l'état de poudre plus ou moins fine.

Les argiles que la nature offre au potier exigent en général plus de préparation; elles contiennent presque toujours du sable quarzeux plus ou moins grossier et d'autres parties hétérogènes dont il est important de les dépouiller, quand on se propose de fabriquer des poteries fines. Dans le cas contraire, il suffit de mettre l'argile en pâte homogène. On y parvient de temps immémorial en pétrissant l'argile humectée avec les pieds. L'analogie de cette opération avec celle qui a pour objet le pétrissage de la pâte pour faire le pain indique assez que l'on peut arriver à pétrir les argiles avec régularité et économie par des moyens mécaniques, comme on l'a fait en France pour le pain dans ces derniers temps; aussi le fait-on depuis long-temps en Angleterre pour les pâtes de poteries.

Pour pétrir ou *marcher* les argiles, on les place sur un sol ferme ou dallé, avec la quantité d'eau convenable, et un ouvrier marche pieds nus sur la pâte en décrivant une spirale serrée de la circonférence au centre du tas, et du

centre à la circonférence. Quand le mélange paraît suffisant pour l'objet qu'on se propose, on rassemble l'argile *marchée* et on la soumet aux opérations subséquentes.

En Angleterre, pour diviser l'argile, on emploie un cylindre en fonte, à la paroi intérieure duquel sont fixées des lames horizontales. Un axe vertical, portant des lames en spirale, tourne dans l'intérieur de ce cylindre, découpe l'argile et la fait descendre et sortir par une ouverture latérale. En répétant l'opération on obtient le même résultat qu'au moyen du marchage.

On pourrait sans doute se servir des pétrins qui ont été imaginés dans ces derniers temps pour remplacer le marchage des argiles.

1481. Cette opération est nécessaire pour toutes les poteries. Mais tandis que la fabrication des briques n'en exige pas d'autres, celle des poteries à pâte plus fine demande une purification préalable des argiles qu'on emploie. Celle-ci s'effectue au moyen de lavages, qui séparent l'argile pure de tout le gravier ou sable qui s'y trouve mêlé. Les grains quarzeux dont ce sable est formé ayant en général une grosseur bien plus considérable que celle des grains de l'argile elle-même, tombent plus rapidement au fond de l'eau. Si l'on délaie une argile brute dans l'eau, qu'on laisse la liqueur en repos pendant quelques instans et que l'on décante ensuite, l'argile pure ou presque pure s'écoulera avec l'eau, et le sable restera. On obtiendra le même résultat en tamisant le liquide. Le tamis laissera passer l'argile et retiendra au contraire le sable. On conçoit qu'à l'aide d'une décantation longue et répétée, ou bien à l'aide de tamis de plus en plus fins on peut arriver à purifier plus ou moins les argiles.

Voici comment on combine ces deux modes de purification lorsqu'il s'agit de préparer une argile très-fine et très-blanche.

L'argile est exploitée en grosses briques qu'on laisse sé-

cher; on les concasse et on en épluche avec soin les cailloux et les fragmens d'argile colorée qui pourraient y être mélangés. On la porte alors dans une grande cuve nommée *gâchoir*. Un arbre tournant placé perpendiculairement au milieu de la cuve, et armé de bras de bois horizontaux, y gâche en effet la terre; on y mêle une quantité d'eau suffisante pour l'amener à l'état d'une bouillie claire. Un réservoir est pratiqué au-dessous du gâchoir; l'argile, réduite en bouillie, y tombe, en passant au travers d'un tamis qui retient les parties grossières, et surtout le gros sable et les cailloux qui ont échappé à l'épluchement. Le réservoir est percé, cinq centimètres au-dessus de son fond, d'un trou par lequel l'eau qui tient l'argile en suspension s'échappe doucement, tandis que le sable, plus lourd, reste au fond du réservoir.

L'eau chargée d'argile tombe dans un second réservoir placé au-dessous du premier, en traversant un second tamis plus fin que le premier. Elle séjourne assez dans le second réservoir pour y déposer encore une partie du sable qu'elle contient.

Enfin l'eau, toujours chargée d'argile plus pure, passe dans un troisième et dernier réservoir, en traversant encore un tamis plus fin que les précédens.

1482. Lorsqu'on veut broyer des matières dures, destinées à entrer dans les pâtes, on se sert de moulins fort simples. Le plus connu et le plus ancien se compose d'une auge très-forte en bois, au fond de laquelle se trouve une meule dormante; dans l'auge tourne une meule circulaire, échancrée ou creusée à la partie inférieure de sillons en forme de rayons, ou bien une meule ovale. On met dans l'auge les matières à broyer déjà bocardées, on ajoute de l'eau en quantité convenable et on prolonge l'opération autant qu'il est nécessaire.

A ces moulins on en substitue maintenant d'autres qui consistent également en une auge de bois, au fond de la-

quelle se trouve une meule dormante ; mais, au lieu d'une meule tournante, l'auge contient des molettes libres, dures et pesantes, qui sont poussées circulairement par des barres fixées à un arbre vertical qui tourne au centre de l'auge. Les matières à broyer, préalablement bocardées, sont mises dans l'auge avec l'eau nécessaire, et l'on prolonge l'opération pendant le temps convenable.

Quand il s'agit de mélanger diverses espèces d'argile ou diverses matières à l'argile qui fait la base de la pâte, on se sert d'un appareil semblable au gâchoir ; seulement les bras supportés par l'axe sont munis de couteaux parallèles à l'axe et en nombre variable selon les dimensions de la cuve.

Pour les poteries fines, le mélange ainsi préparé ne suffirait pas : on se sert du marchage ou d'un mode particulier de pétrissage, qui consiste à mettre la pâte en parallélipipèdes et à découper ceux-ci en lames au moyen d'un fil de cuivre. On reporte chaque lame coupée sur une des faces à la face voisine et on bat fortement la masse au moyen d'une massue. Par ce moyen on perfectionne le mélange et on chasse toutes les bulles d'air qu'il pourrait renfermer.

Enfin, pour les pâtes de porcelaines dures, on emploie un moyen particulier pour rendre le mélange encore plus intime. La pâte étant préparée, on en forme des vases épais et coniques que l'on laisse sécher à l'air. Quand ils sont secs on les met sur le tour, et, au moyen d'un outil en fer, on les réduit en copeaux. Ceux-ci sont de nouveau humectés et soumis au marchage. On obtient ainsi une pâte bien meilleure et bien mieux liée que la précédente.

Façon.

1483. La façon des poteries s'effectue par divers procédés. Tantôt on opère sur la pâte molle ; elle est mise sur le tour et elle est amenée par la main de l'ouvrier à la forme vou-

lue; ou bien on la comprime dans des moules de plâtre ou de terre imparfaitement cuite et poreuse; tantôt on opère sur la pâte raffermie à l'air, et alors on la traite par les procédés en usage pour façonner les métaux au moyen de la molette ou du tour à guillocher; tantôt enfin on opère sur la pâte demi-liquide, et on la moule par absorption dans des moules de plâtre.

On est surtout dirigé dans l'emploi de ces procédés par la forme des pièces, qui peuvent être divisées en quatre classes: 1° les pièces rondes ou ovales, plates, telles qu'assiettes, plats, etc.; 2° les pièces rondes, creuses, telles que tasses, sucriers, théières, saladiers, jattes, etc.; 3° les pièces de diverses formes, hors la ronde, telles que saladiers, soupières à pans, etc.; 4° les pièces de garnissage, telles que becs, anses, ornemens, etc. Le procédé de fabrication particulier à chacune de ces classes est absolument le même, quelque différentes que soient les pièces.

Pour faire les pièces très-plates, telles que les assiettes, l'ouvrier prend une masse de pâte de la grosseur nécessaire; il la bat sur une table de pierre ou de plâtre, avec une masse de même substance plate en dessous; il en forme un disque de pâte mince et qu'il nomme *croûte*.

Il a un moule en plâtre qui doit former le dedans de l'assiette; il le place sur la tête de son tour. Ce tour est une masse de plâtre ronde et horizontale, portée sur un axe de fer vertical; l'ouvrier lui imprime un mouvement de rotation qu'il conserve assez long-temps en raison de sa masse. Il place sur le moule de plâtre la croûte de pâte, il l'applique exactement sur toutes les parties du moule, en pressant d'abord le cul de l'assiette avec une plaque de fer très-unie, et ensuite les bords avec un instrument de faïence qui présente exactement le profil des bords de l'assiette; il coupe les bavures du bord avec un fil de fer tendu. Toutes ces opérations se font avec une grande rapidité.

L'ouvrier laisse prendre aux assiettes moulées une certaine consistance sans les ôter de dessus le moule ; il les replace sur le tour, les unit complétement en dessous, les ôte de dessus le moule, et les polit en dedans avec un morceau de corne.

1484. Les pièces creuses et rondes se font par un procédé très-différent. Le tour de l'ouvrier consiste en une tête ou girelle en plâtre portée, comme dans le cas précédent, sur l'extrémité d'un axe; mais vers le bas de cet axe il y a une roue en bois, pleine et assez épaisse. L'ouvrier, assis en face de son tour, pousse fortement cette roue avec le pied droit, et imprime au tour un mouvement de rotation très-fort.

Il place alors sur la girelle une masse de terre à laquelle il donne avec ses mains à peu près la forme qu'elle doit avoir, et il finit même la pièce en dedans avec un instrument de bois. Mais en dehors elle est informe, et son épaisseur est considérable. Il lui laisse prendre une certaine solidité avant de la finir, et pendant ce temps il en ébauche d'autres.

Lorsqu'elle a pris assez de consistance, il la replace sur le tour pour la finir en dehors; mais auparavant il a donné à peu près la forme du vase à une masse de terre solide qu'il a fixée sur la girelle : c'est une sorte de moule ou de support nommé *mandrin*. Il place le vase renversé sur le mandrin qui en remplit la cavité, et avec un instrument tranchant, nommé *tournassin*, il le tournasse, c'est-à-dire le réduit à l'épaisseur convenable, et le finit en dehors en y faisant les moulures qui doivent l'orner. Quelquefois l'axe du tour sur lequel est placé le vase ébauché est horizontal au lieu d'être vertical, et la girelle est verticale; un enfant fait mouvoir ce tour au moyen d'une roue et d'une pédale. Cet instrument porte le nom de *tour anglais*. On prétend qu'il est plus expéditif que le tour horizontal.

1485. Les pièces à jour, telles que les corbeilles, se

moulent comme les assiettes, mais elles sortent pleines du moule; les baguettes et osiers y sont seulement indiqués en saillies, il faut les évider en coupant à la main la pâte qui les remplit.

Les pièces de garnissage, telles que les anses, les becs, les divers ornemens qui sont en saillie sur les pièces tournées, ou même la plupart de celles qui sont sur les pièces moulées, se moulent elles-mêmes dans un moule de plâtre creux à deux ou à plusieurs parties. Elles sont réparées avec soin en sortant du moule et collées sur la pièce principale, encore fraîche, avec de la pâte délayée dans de l'eau ou *barbotine*.

Les anses simples ou simplement cannelées de beaucoup de poteries ordinaires se font par un procédé plus expéditif et plus économique. On fait passer la terre, au moyen d'une presse, au travers d'une espèce de filière profilée de diverses manières; elle sort sous forme de lanière cannelée selon le profil de la filière. Cette lanière est coupée par morceaux de grandeur convenable; chaque morceau est courbé en forme d'anse, sur un profil de plâtre qui assure la main de l'ouvrier, et donne à l'anse toujours la même courbure.

Les cannelures ou guillochages de la plupart des pièces tournées ne se font point au moule, mais avec le tour à guillocher. Les petits ornemens qui ressemblent par leur finesse à des gravures se gravent en effet avec une grande promptitude, au moyen de roulettes ou molettes de cuivre qui portent un dessin sur leur circonférence.

On se sert depuis plusieurs années d'un procédé qui a reçu à Sèvres de grands développemens. Il consiste à mouler les objets en mettant à profit la propriété absorbante du plâtre. Pour faire des tubes, par exemple, on fait en plâtre un tuyau mi-parti, qui possède des parois fort épaisses et dont le diamètre intérieur est égal au diamètre extérieur du tube qu'on veut produire, en tenant

compte de la retraite. On serre ces deux parties du moule, on le place dans une position verticale, on bouche le tube en bas et on y coule par le haut de la pâte délayée en bouillie liquide, jusqu'à ce qu'il en soit rempli. Au bout de quelques instans on débouche le tuyau et on laisse couler l'excès de pâte. En raison de la faculté absorbante du plâtre, une portion de l'eau a été absorbée, et, en passant dans le plâtre, elle a déposé à sa surface une couche de pâte plus ou moins épaisse qui s'y est moulée. En répétant l'opération quand la première couche est sèche, on peut accroître autant qu'on veut l'épaisseur du tube ainsi produit. Pour terminer l'opération, il suffit de laisser le tube prendre par la dessiccation assez de consistance pour qu'on puisse le démonter sans le briser. On peut mouler de la même manière des plaques, des objets décorés en relief ou en creux, des cornues même, etc.

Enfin, on se sert quelquefois pour les creusets de moules de bronze; c'est le seul cas où pour les poteries on ait adopté l'emploi de moules non absorbans. Dans tous les autres on se sert de moules en plâtre fin, que l'on multiplie assez pour en avoir toujours de secs, ou bien de moules en terre cuite, que l'on a soin de conserver dans un état de porosité convenable, pour qu'ils jouissent à un très-haut degré de la faculté absorbante sur laquelle repose leur emploi.

Cuisson.

1486. Les pièces fabriquées par les moyens que nous venons d'indiquer sommairement ont besoin d'être séchées à l'air avant d'être exposées au feu. Sans cette précaution elles éprouveraient presque toutes, des accidens qui les gâteraient entièrement. En général aussi, quand elles ont éprouvé cette dessiccation préalable, elles ont besoin d'être chauffées avec précaution, afin que l'évaporation de l'eau ne soit pas trop brusque; mais une fois que la pièce est sèche, il

y a moins d'accidens à craindre ; et l'on peut les chauffer plus vite. Toutefois, il faut encore des ménagemens dans la conduite du feu, la pâte à poterie étant généralement un corps mauvais conducteur de la chaleur.

La température à laquelle se cuisent les poteries varie beaucoup. Tantôt, elle est portée presque au degré de la fusion du fer. C'est ce qui a lieu pour la porcelaine dure, qui se cuit à 140° du pyromètre de Wedgevood. Dans ce cas la poterie qu'on obtient est dense, dure, solide ; mais elle est toujours d'un prix élevé et ne résiste pas très-bien aux variations brusques de température ; elle se rapproche trop de l'état de verre.

Tantôt, on chauffe à peine les poteries. C'est ce qui a lieu pour certains creusets, pour les briques de construction, les tuiles, les poteries rouges, etc. ; on obtient alors des produits à bon marché et capables de résister aux variations de température ; mais aussi ces produits sont poreux, absorbans, salissans, tendres et très-aisément attaquables par les acides ou par les agens chimiques puissans.

Les conditions les plus essentielles à considérer dans la cuisson des poteries se rapportent à la disposition des fours et à celle des pièces dans le four ; l'une et l'autre de ces conditions semblent se rattacher à une question d'économie qui rend facile l'application des procédés dans chaque cas particulier.

1487. On peut, en effet, quand il s'agit de poteries grossières, les exposer à l'action directe de la flamme ; c'est ce qui a lieu dans la cuisson en *échappade*, qui est en usage pour la faïence commune ; c'est ce qui a lieu à plus forte raison pour les briques, tuiles, carreaux, creusets, etc. Mais comme les cendres de tous les combustibles contiennent des matières capables d'agir sur les poteries, et que le courant d'air qui les entraîne en porte dans tous les points du fourneau, comme d'ailleurs les chances de casse pour des poteries très-cuites seraient grandes, si rien ne

les abritait contre les courans d'air froid, pendant le refroidissement du fourneau, il est nécessaire d'opérer autrement quand on veut faire des poteries fines. Celles-ci se cuisent dans des étuis ou *cazettes*, faites elles-mêmes d'une argile plus ou moins infusible selon le degré de feu qu'elles doivent supporter. C'est ainsi qu'on cuit la porcelaine et la faïence fine.

Les mêmes considérations expliquent les variations de forme que présentent les fours. Quand on fabrique des poteries fines on dispose les fours de telle manière qu'il y ait peu ou point de fumée pendant la cuisson. Il faut donc que les foyers soient fumivores; on les fait alors à flamme renversée. Le four prend alors la forme d'une tour à un ou plusieurs étages, flanquée de quatre, six ou huit *allandiers* ou foyers à flamme renversée, qui sont alimentés par du bois ou de la houille, selon la nature des poteries à fabriquer ou les convenances de la localité.

M. Ginori a fait à ces fours, dont l'invention est due à Wedgewood, une ingénieuse modification: il les a composés de plusieurs étages; à chaque étage il a placé des allandiers, et, lorsque la cuisson est terminée à l'étage inférieur, il laisse tomber le feu, et pendant que cette fournée se refroidit, il chauffe l'étage suivant, qui, étant cuit, est abandonné de même au refroidissement, pendant que l'on cuit le troisième étage. Il est évident que, par cette disposition curieuse, on économise une grande quantité de combustible. Il l'est de même qu'avec un four ainsi disposé, on peut cuire, par un seul feu, des poteries qui exigent des températures de moins en moins considérables. Ainsi, en cuisant de la porcelaine à l'étage inférieur, on pourrait cuire en même temps de la faïence à l'étage suivant, et des tuiles ou carreaux au troisième étage, le tout avec une dépense de combustible à peine supérieure à celle que la cuisson seule de la porcelaine aurait exigée.

Quand on n'a pas besoin d'un feu aussi pur que celui

qui est indispensable à la cuisson des poteries fines, on se sert encore de l'ancien four à potier, dont la forme générale est celle d'un four à réverbère. Ici, le laboratoire du four est donc horizontal, et la flamme n'est plus renversée. Les grès communs, la faïence commune, les carreaux, les tuiles se cuisent de cette manière.

Enfin, pour la cuisson des briques, on ne fait même point usage de fours, ou plutôt le four est construit avec les briques crues. Les avantages de ce système sont évidens, en ce que les transports sont toujours considérablement réduits. C'est une application du même principe qui rend la carbonisation du bois en meules, la fabrication de la chaux sans fours préférables à toute autre méthode en beaucoup d'occasions.

1488. Quand on considère les poteries indépendamment de leur vernis, les accidens de fabrication qu'elles peuvent éprouver ne sont ni très-nombreux ni très-variés; ils se rattachent tous ou presque tous à la propriété que l'argile possède de se contracter lorsqu'elle est soumise à l'action d'une forte chaleur. Cette propriété se retrouve à un plus haut degré encore dans la magnésite. Ainsi, les substances qui forment la base de toutes les poteries, peuvent prendre de la retraite, mais les pâtes de poteries en prennent toujours moins que l'argile ou la magnésite qui en font partie. C'est même là un des avantages que procure l'introduction d'un corps dégraissant dans ces pâtes, celui-ci étant toujours choisi parmi les substances qui se contractent peu ou point au feu, ou parmi celles qui ont déjà subi cette contraction.

La contraction des pâtes de poteries est toujours considérable, néanmoins, car la contraction linéaire varie de 1/12 à 1/5; elle est très-régulière quand la pâte est bien préparée. On le démontre aisément en traçant sur une plaque un cercle avant la cuisson. Il est facile de voir après la cuisson que le cercle, tout en diminuant de diamètre,

a conservé sa régularité; mais comme la pâte est compressible, il est évident que cette régularité ne peut s'obtenir qu'autant que la pâte a été soumise à une compression très-uniforme sur tous les points. Ainsi, quand on imprime un cachet sur un bloc de pâte, et qu'on enlève après la dessiccation du bloc toute la surface imprimée jusqu'à ce que le creux ait disparu, il suffit de passer la pièce au feu pour faire reparaître l'empreinte.

On conçoit, d'après cet exemple, que si l'ouvrier qui ébauche une pièce sur le tour ou qui tamponne une croûte sur le moule exerce une inégale dépression sur les divers points de la pâte, il en résultera des défauts correspondans aux points trop comprimés. Ces défauts persisteront quoique la pièce ait été ébauchée trop épaisse et qu'on ait eu soin d'en rendre la surface très-régulière par le tournassage. De là résultent les ondulations et les coutures qui se font voir si souvent sur les surfaces planes de toutes les poteries cuites. De là proviennent aussi quelques défauts particuliers aux pièces cylindriques ou de formes analogues qui ont été faites sur le tour et sans moule, au moyen d'une pression adroitement exercée sur la pâte par la main de l'ouvrier. Pour faire ces sortes de vases, l'ouvrier comprime la pâte entre le pouce et les autres doigts, pendant que le tour est en mouvement et l'oblige ainsi à s'amincir; et comme il éloigne peu à peu la main de la base de la pièce, les points, successivement comprimés, décrivent une spirale qui va de droite à gauche et qui s'élève de la base au sommet. Au moment de la cuisson, et quand la pièce prend sa retraite, les points comprimés tendent à revenir sur eux-mêmes, de sorte que la retraite s'effectue suivant une spirale qui va de gauche à droite et du sommet à la base. Pour le prouver, il suffit de marquer deux points à quelque distance l'un de l'autre dans la même verticale, avant la cuisson. Ces deux points, après la cuisson, ne se trouvent plus l'un au-dessous de l'autre; le plus bas

est revenu bien plus vers la droite que l'autre; aussi quand on rapporte des anses sur une tasse est-il indispensable de les poser de travers, afin qu'elles se trouvent d'aplomb après la retraite.

On conçoit donc que, si la pièce a été comprimée inégalement par l'ouvrier, elle présentera après la cuisson des lignes creuses et des lignes renflées, tournant en spirale; elle sera *vissée*. On conçoit de même que, si la main de l'ouvrier s'est arrêtée sur un point au lieu de suivre régulièrement sa route, ce point interrompra le retour régulier de la pâte sur elle-même et la pièce sera *gauche* au lieu de conserver sa forme symétrique; enfin, on concevra de même que, si au lieu d'un point d'arrêt la main de l'ouvrier en éprouve deux, trois, etc., il s'établira autant de centres de retraite et la pièce en deviendra plus gauche encore, ou bien même se fendra dans les parties soumises à des tractions qui se feront en sens contraire.

Tous ces inconvéniens sont à la fois plus fréquens et plus graves sur les poteries cuites à une haute température que sur celles qui cuisent à une température basse; en effet, leur retraite est bien plus considérable. D'un autre côté, ils se font tous beaucoup moins sentir sur les pâtes bien homogènes et long-temps conservées dans des caisses humides. Ces deux résultats expliquent pourquoi il est d'autant plus nécessaire de bien broyer et de bien mélanger les pâtes qu'elles sont destinées à la fabrication de poteries plus fines et mieux cuites.

Quand on mélange à la base argileuse, une argile déjà cuite, du sable, du charbon ou toute autre matière non susceptible de retraite, on diminue tous ces effets en atténuant la retraite de la pâte elle-même; mais ce procédé, qui est toujours employé, ne peut l'être que dans certaines limites. On perdrait trop en exagérant son appli-

cation à diminuer outre mesure la propriété plastique de la pâte.

Cuisson des couvertes.

1489. Nous avons déjà vu que les couvertes se partagent en quatre séries par leur composition chimique :

1° Les couvertes formées de silice, alumine et alcali ; c'est celle de la porcelaine, et celle qu'on peut donner à quelques grès en se servant de laves volcaniques ;

2° Les couvertes formées de silice, alumine, oxide de fer ou de manganèse et chaux ou magnésie ; ce sont celles qu'on place sur divers grès et sur quelques vases de faïence colorée ;

3° Les couvertes formées de silice, oxide de plomb et alcali ; ce sont celles qui s'appliquent sur la porcelaine tendre ; la terre de pipe et quelques faïences colorées ;

4° Les couvertes formées de silice, acide stannique, oxide de plomb et alcali ; ce sont celles qui caractérisent les faïences communes.

Ces couvertes s'obtiennent par des procédés très-variés, dont il sera question pour chaque espèce de poterie. Les trois premières sont transparentes, la quatrième est opaque. Elles peuvent toutes être colorées, mais la seconde est la seule qui le soit essentiellement.

On a déjà vu que les couvertes réduites en poussière fine se posent par immersion sur les poteries rendues maniables par une demi-cuisson qui n'en a pas détruit la propriété absorbante. Quand la poterie a éprouvé au contraire une cuisson très-forte qui ne lui permet plus d'absorber l'eau, on est forcé d'avoir recours à un procédé d'application qui consiste à arroser la pièce avec la couverte en bouillie. Ce procédé réussit mal. La couverte n'est pas d'une égale épaisseur et demande souvent d'être mise à deux couches.

Enfin on a vu encore comment, pour certains grès, qui n'ont pas reçu de couverte, on parvient à les enduire d'un vernis en empruntant à leur pâte elle-même la silice et l'alumine et y joignant par volatilisation un corps plus fusible, tel que la potasse, la soude ou l'oxide de plomb.

La cuisson des couvertes s'opère à une température égale ou plus faible que celle de la pâte. Le premier cas s'applique aux porcelaines dures, quelquefois aux grès vernis par volatilisation, toujours aux faïences communes. Le second a lieu pour toutes les autres poteries vernies; c'est-à-dire, les porcelaines tendres, les faïences fines et certains grès à vernis plombeux; d'où il suit que la cuisson des porcelaines dures, faïences communes, grès à vernis peu fusible, se fait d'un seul feu et dans le même four. La pâte et la couverte cuisent en même temps. Pour les autres poteries, on emploie au contraire deux feux et deux fours, l'un pour cuire le biscuit, l'autre pour parfondre la couverte. Ce dernier est chauffé d'autant moins que le vernis est plus fusible.

Les couvertes peuvent offrir divers défauts; la *tressaillure*, les *bouillons*, la *sécheresse* et l'*enfumage* sont les principaux.

On sait déjà que les couvertes tressaillées doivent ce défaut à quelque différence de dilatation entre la couverte et la pâte. C'est du moins l'explication la plus commune, et peut-être est-elle vraie, quoiqu'on puisse expliquer le résultat de bien d'autres manières.

Les bouillons ou bulles qu'offre quelquefois la couverte doivent toujours leur origine à la présence d'un gaz qui s'est dilaté dans la couverte en fusion. Mais ce défaut peut provenir ou de ce que la couverte étant trop peu fusible, elle a produit un liquide visqueux dont l'air adhérent aux molécules n'a pu se dégager tout entier, ou bien de ce que les élémens de la pâte ou ceux de la couverte ont produit en réagissent entre eux un gaz qui s'est dégagé trop

tard et qui n'a pas eu le temps de se dissiper en entier.

La sécheresse qui donne à la poterie vernie un aspect terne, semblable à celui d'un tableau embu, peut résulter de ce que la pièce est *maigre* en couverte, c'est-à-dire de ce que la couche de couverte est trop faible, ou bien de ce que la couverte est trop peu fusible, ce qui ne lui permet pas de prendre l'état vitreux, ou bien encore de ce qu'elle est trop fusible, ce qui la rend capable de pénétrer dans la pâte.

La couverte prend quelquefois un ton jaune qu'on attribue en général à la fumée. Ce défaut n'est bien sensible, on le conçoit, que sur les poteries blanches, et il l'est davantage sur celles qui ont une pâte blanche et un vernis transparent; il peut provenir, ou bien de la présence du fer dans la couverte, et dans ce cas la fumée le fait disparaître, ou bien de la présence d'une matière carbonacée, et dans ce cas l'enfumage ne ferait que l'augmenter. Ce dernier cas paraît se réaliser bien rarement et le jaune des couvertes est probablement dû plus ordinairement à la présence du peroxide de fer qu'à celle du charbon; on conçoit très-aisément que la fumée faisant repasser le peroxide de fer à l'état de protoxide détruit la couleur.

Après avoir posé ces notions succintes, nous allons examiner en détail les principales poteries. Le lecteur concevra facilement que pour faire cette histoire toute entière, il faudrait plus d'espace que n'en comporte la forme et la nature de ce livre. M. Brongniart, qui prépare un ouvrage complet sur l'art du potier, donnera tous les détails techniques et même scientifiques, dont le développement serait impossible ici, et qui pourtant doivent intéresser les fabricans ou ceux qui veulent le devenir.

Porcelaine tendre.

1490. On doit désigner sous ce nom toutes les poteries qui ont une pâte translucide et un vernis ou couverte à base

d'oxide de plomb. On conçoit que ces conditions peuvent se réaliser de mille manières et que les variétés de porcelaine tendre peuvent se multiplier, pour ainsi dire, à l'infini.

On doit distinguer techniquement deux variétés principales. La porcelaine tendre de Sèvres et la porcelaine tendre anglaise.

La pâte de la porcelaine tendre de Sèvres était faite avec une fritte vitreuse, rendue moins fusible, et opaque par une addition de marne blanche. On préparait d'abord la fritte. Voici sa composition telle qu'on la préparait à la manufacture royale de Sèvres, en 1791 :

Nitrate de potasse. . . .	192	ou	217	1000
Sel marin.	70	—	72	
Soude d'Alicante	35	—	37	
Alun de Rome	33	—	37	
Gypse calciné.	35	—	37	
Sable de Fontainebleau .	633	—	600	

Ces matières bien mélangées, on en formait une couche d'un pied d'épaisseur sous le four à frittes. Le mélange reposait sur un banc de sable, on chauffait graduellement pendant cinquante heures environ, et on portait le feu jusqu'au rouge citron. La température était élevée avec ménagement, dès que le four était rouge, pour éviter une fusion trop avancée. La fritte, ainsi préparée, devait être demi-fondue, spongieuse et très-blanche. On séparait les portions rougeâtres s'il y en avait; elles passaient pour avoir reçu un feu trop faible, et perdaient leur couleur étant placées à la surface d'un nouveau mélange, pendant toute la durée de sa cuisson. On pulvérisait la fritte précédente, et on formait ensuite la composition qui devait donner la pâte. Elle contenait :

6 p. fritte en poudre, 1 p. craie, 1 p. marne calc. d'Argenteuil.

On broyait ce mélange mis en pâte très-liquide, pendant six semaines; on le faisait sécher au bout de ce

temps; on l'écrasait et on le passait au blutoir; puis on le mettait de nouveau en pâte avec de l'eau, et on en formait des masses sphéroïdales ou ballons que l'on conservait pour l'emploi. C'était la *pâte neuve*; mais comme, dans un atelier en travail courant, on a toujours des débris provenant des répareurs, tourneurs ou unisseurs, ces débris, mis en poudre, pouvaient être utilisés. On prenait donc :

2 parties des débris précédens, 1 partie de pâte neuve.

On délayait le tout avec une dissolution bouillante de savon noir dans l'eau. Le même liquide était employé pour délayer la pâte neuve, quand on n'avait pas de débris, et dans les deux cas, on obtenait la pâte propre au travail, que l'on désignait sous le nom de *chimisée*.

On ajoutait à l'eau du savon noir, parce que la pâte n'ayant aucune ténacité, ne pouvait se travailler; on se servait quelquefois d'un mucilage de gomme. Ces substances lui donnaient un peu de liant; mais elle n'en avait jamais assez pour être ébauchée; aussi était-on obligé de mouler les pièces à la presse entre deux moules de plâtre. On leur laissait une épaisseur double de celle qu'elles devaient conserver; lorsqu'elles étaient bien séchées, on les finissait sur le tour, avec des instrumens de fer. On conçoit que ce dernier travail présente une foule d'inconvéniens : la matière est dure, et par suite, le tournage et le réparage sont très-longs. D'ailleurs chaque coup mal appliqué par le tourneur, occasione un dommage irréparable, et la pièce est rebutée. Tous ces embarras disparaissent dans la fabrication des poteries à pâte liante; elles se travaillent pendant que celle-ci est molle, et en général, toutes les fautes peuvent se corriger.

Si on ajoute à ces difficultés celles qui résultent de la facilité avec laquelle se ramollit au feu la porcelaine tendre, on concevra pourquoi cette fabrication a été abandonnée.

On faisait cuire complétement les pièces de porcelaine tendre, avant de leur mettre la couverte; mais comme pendant la cuisson, elles se ramollissaient beaucoup, il fallait les soutenir de toutes parts. On y parvenait en faisant cuire sur des moules de terre les pièces qui en étaient susceptibles, telles que les assiettes, les soucoupes, etc.; on les renversait sur ces moules, pour qu'elles prissent leur retrait sans se déformer. On a long-temps employé comme supports pour ces sortes de vases, la pâte de porcelaine tendre elle-même. On formait une espèce de moule d'une épaisseur double de celle du vase, et on renversait celui-ci sur le moule. Les deux pièces étant crues, éprouvaient au feu les mêmes mouvemens; mais le haut prix de la pâte fit plus tard préférer la marne argileuse de Viroflai pour ces sortes de supports. On continua cependant, pour les autres pièces de plus grande valeur que les assiettes, à se servir de supports de pâte de porcelaine tendre, qui, employés crus et sortant cuits du four, ne pouvaient plus servir.

La nécessité de soutenir les pièces avec tant de soin, explique pourquoi, au moment où on les cuit, elles n'ont point de couverte: les supports s'y attacheraient; on les encaste d'ailleurs dans des cazettes comme les porcelaines dures. Cette première cuisson fournissait des pièces complétement cuites, mais sans couverte. Le four de porcelaine tendre, absolument semblable à celui de la faïence commune, avait deux étages: l'étage inférieur pour le biscuit, et l'étage supérieur pour la couverte.

1491. La couverte de la porcelaine tendre était un véritable cristal préparé exprès; il était composé de:

Sable de Fontainebleau	285	1000
Silex de Bougival. . .	96	
Potasse du commerce.	128	
Sel de soude.	106	
Litharge.	385	

Ce cristal est, comme on voit, bien plus fusible que le

cristal ordinaire. On faisait fondre ce mélange dans des creusets, sous le four de porcelaine tendre. Les creusets qui réussissaient le mieux, étaient composés de sable siliceux et d'argile d'Abondant. On s'était servi de creusets de Hesse; mais le cristal coulait au travers de leurs parois, et on était forcé d'en mettre deux l'un dans l'autre. Cet inconvénient disparut avec les autres creusets. Chacun d'eux était chargé de deux kilog. de matière environ. Le cristal était broyé et la poudre délayée avec de l'eau et du vinaigre, jusqu'à la consistance d'une bouillie claire; on en couvrait toutes les pièces de biscuit, en versant cette bouillie dessus : le biscuit n'étant point absorbant comme le dégourdi de la porcelaine dure, ne pouvait point prendre la couverte par immersion. On portait, dans l'étage supérieur du four, les pièces mises en couverte et encastées de nouveau, chacune dans un étui séparé, mais sans supports; la chaleur qu'elles devaient éprouver, quoique assez forte pour fondre la couverte, ne l'était pas assez pour ramollir le biscuit. Cette première couche de couverte n'étant pas égale, on en mettait une seconde, et on reportait les pièces au four pour la troisième fois. C'est à l'application de ces deux couches de couverte que la porcelaine tendre doit son bel aspect. L'émail qui la couvre offre un brillant gras qu'on n'obtient jamais avec la porcelaine dure. Cette circonstance, jointe à la rareté actuelle des pièces de cette espèce de porcelaine, font rechercher aujourd'hui avec soin tout ce qui reste d'*ancien Sèvres*, par les amateurs.

Le travail de la porcelaine tendre est donc à la fois long, difficile et nuisible à la santé des ouvriers à cause de la poussière qu'ils respirent, en tournassant les pièces sèches; sa pâte est chère, quoique les matières premières se trouvent partout; elle donne beaucoup de rebut, parce que beaucoup de pièces se fendent, se gercent ou se déforment au feu de biscuit, malgré les supports. Cette porce-

laine est vitreuse; mais elle a un ton jaune; elle est plus transparente que la porcelaine dure; mais elle ne peut supporter les changemens brusques de température. Elle a quelques avantages pour la peinture en ce que les couleurs y sont moins sujettes à se lever par écailles; mais elle a aussi dans ce cas d'autres inconvéniens, car l'oxide de plomb qu'elle contient fait changer les couleurs au feu et en altère beaucoup; enfin son vernis est bien moins dur que celui de la porcelaine dure.

1492. On fabrique encore, à Tournay, de la porcelaine tendre fort estimée. Les restaurateurs de Paris n'en emploient pas d'autre. Cette porcelaine est d'un bon emploi; mais elle est un peu lourde, à cause de l'épaisseur qu'on donne aux assiettes. La pâte et la couverte sont légèrement bleues. Pour déguiser ce défaut, on est dans l'usage de décorer les assiettes de dessins bleus. Voici la composition de la pâte de cette porcelaine, d'après l'analyse de M. Berthier :

Silice. . . .	753	1000
Alumine. . .	82	
Soude. . . .	59	
Chaux. . . .	100	
Eau.	6	

La porcelaine de Tournay s'obtient au moyen d'un mélange d'argile, de craie et de soude, en proportion, que l'analyse précédente peut servir à déterminer. La couverte, qui est très-fusible, doit ressembler beaucoup à celle de l'ancienne porcelaine tendre de Sèvres.

La fabrication de la porcelaine tendre est abandonnée à Sèvres, et vraisemblablement elle ne pourrait prospérer aujourd'hui sur les bases adoptées autrefois. Il n'en est pas de même de la porcelaine tendre de Tournay; la grande quantité d'argile qu'elle contient et l'état des autres substances qui la composent, permettent d'obtenir une pâte assez liante pour que tous les embarras de la façon des pièces soient évités ou considérablement réduits.

Il ne reste plus que les difficultés de la cuisson, et celles-ci, dans un four bien construit, ne doivent pas différer de celles qu'on rencontre dans la cuisson de la porcelaine dure. Les Anglais font beaucoup de porcelaine tendre, comme on va le voir.

Porcelaine anglaise.

1493. On fabrique en Angleterre, d'après des principes purement chimiques dont l'application est due aux travaux du célèbre Wedgwood, une grande variété de poteries qu'il est malaisé de classer avec précision. Comme les pâtes et les couvertes sont produites par des mélanges variables et non point par des matières données par la nature, le même résultat technique peut s'obtenir par des combinaisons fort diverses. M. de Saint-Amans nous en a fait connaître quelques-unes.

La porcelaine connue des Anglais sous le nom de *Iron-stone china*, ou *porcelaine de pierre de fer*, est une espèce de porcelaine tendre. Elle se cuit à une température plus basse que la porcelaine chinoise; son émail est artificiel et plombifère, mais elle a l'avantage de coûter moins cher et de réussir presque toujours au feu; elle n'est jamais d'un blanc parfait, mais sa teinte bleuâtre n'a rien de désagréable.

On la prépare avec les compositions suivantes :

	1re pâte.	2e pâte.
Felspath altéré. .	60. . . .	42
Argile de Dévon.	40. . . .	42
Silex.	0. . . .	10
Flintglass. . . .	2. . . .	8

Pour la première pâte, on emploie la couverte suivante :

Felspath altéré. .	30	Minium.	6
Silex.	15	Soude.	5

On fritte ce mélange et on en prend ensuite 44 parties auxquelles on ajoute 22 parties de flintglass et 15 parties de blanc de plomb.

Pour la seconde composition de pâte, la couverte se compose de :

Felspath altéré. .	36	Flintglass	8
Silex.	20	Blanc de plomb. .	40

On fabrique en Angleterre une autre espèce de porcelaine avec les os calcinés. L'acide phosphorique joue, dans ce cas, le rôle qui appartient à la silice dans les poteries ordinaires.

1° *Composition de pâte pour service ordinaire de table.*

Silex.	75	Argile.	70
Os calcinés . . .	180	Kaolin..	40

2° *Composition de pâte pour dessert et service à thé.*

Silex.	36	Kaolin..	96
Os calcinés.. . .	100	Felspath	80

Couverte pour ces deux compositions.

Felspath	45	Flintglass. . . .	20
Silex..	9	Nickel..	4
Borax.	21	Frittez et ajoutez minium. . . .	12

3e *Composition de pâte pour figures et ornemens.*

Sable de Lynn, comté de Norfolk	150
Os calcinés	300
Potasse	10
Frittez et ajoutez kaolin.	100

Couverte pour cette dernière pâte.

Felspath..	45	Flintglass. . . .	20
Silex.	12	Nickel	4
Borax	15	Frittez et ajoutez minium. . . .	12

La troisième composition de pâte est plus fusible que les deux premières, ainsi que l'exige le but auquel on la destine.

Ces porcelaines se cuisent d'abord en biscuit. On empile pour ainsi dire sans précaution, dans les étuis, les pièces les unes sur les autres. Comme elles ne se ramollissent pas assez pour se coller, leur contact n'offre aucun inconvénient. Quand elles ont cuites, on les passe en couverte et on fond celle-ci au feu. Comme cette couverte est très-fusible, les pièces n'éprouvent pas le moindre ramollissement et peuvent par cela même être soutenues sur des pernettes comme les pièces de faïence. La cuisson du biscuit s'opère à un feu à peine plus élevé que celui qu'exige le dégourdi de la porcelaine dure. Celle de la couverte a lieu encore plus bas. Toutes ces circonstances rendent cette espèce de porcelaine très-économique.

Porcelaine dure ou chinoise.

1494. La pâte de la porcelaine dure est généralement composée de kaolin, et de felspath quarzeux. L'une et l'autre de ces matières viennent de Saint-Yriez-la-Perche, près Limoges. Le kaolin brut, c'est-à-dire mêlé de son quartz et tel qu'il se retire de la carrière est celui qu'employent les fabriques du commerce, mais pour Sèvres, il est préalablement lavé, et porte alors le nom de terre décantée. Au moment de l'emploi, on le lave encore à Sèvres avec soin; on en retire à peu près un quart de son poids d'un sable que l'on connaît sous le nom de *petit sable;* le kaolin est alors préparé pour entrer dans la composition de la pâte, c'est lui qui en fait la partie liante, infusible et opaque; il s'agit d'y ajouter la substance qui doit donner à la pâte sa fusibilité, et par conséquent sa demi-transparence. Cette seconde substance porte le nom général de fondant, elle diffère dans les différentes manufactures. Quand on se sert de felspath quarzeux on le calcine pour

le rendre friable; on le pile sous des bocards, et on le broie finement; on ajoute ce fondant au kaolin lavé. Après avoir mêlé exactement le kaolin et son fondant, on laise séjourner la pâte dans des cuves ou dans des fosses le plus long-temps que l'on peut. Il paraît qu'elle en devient meilleure. Avant de l'employer on la soumet encore à diverses opérations destinées à rendre le mélange plus intime et la pâte plus liante. On la met dans des coques ou moules de plâtre hémisphériques, qui en absorbent promptement l'humidité; on la divise en petites masses, et on la fait sécher à l'air; ensuite on la pulvérise, on l'humecte un peu et on la place sur un plancher dallé. On y ajoute les coupeaux, rognures et débris provenant de la façon des pièces. Cette vieille pâte plusieurs fois maniée donne à la nouvelle plus de liant. Un ouvrier marche pieds nus, sur le tas de pâte en allant du centre à la circonférence, et de la circonférence au centre. C'est ce qu'on appelle *marcher* la pâte. Quand elle est suffisamment marchée, on en fait des masses de la grosseur de la tête, que l'on nomme ballons; on les conserve à la cave dans des caisses fermées, pour s'en servir au besoin.

Voici la composition de quelques pâtes :

	Pâte de service à Sèvres.	Pâte de sculp- à Sèvres.	Pâte de service de Paris.
Kaolin lavé.	64	62	»
Kaolin caillouteux.	»	»	80
Craie de Bougival.	6	4	»
Sable d'Aumont.	20	17	»
Petit sable.	10	»	»
Felspath quarzeux.	»	17	20

On a déjà donné la composition du kaolin. La craie de Bougival est du carbonate de chaux pur avec un peu de peroxide de fer ou de manganèse. Le sable d'Aumont est de la silice presque pure. Le petit sable est composé de

Silice. . . .	80,0
Alumine. .	8,0
Potasse., .	2,5
Eau.	9,5
	100,0

La composition du felspath quarzeux sera donnée plus loin.

1495. La pâte à porcelaine étant faite au moyen d'une argile peu liante, offre tous les caractères d'une pâte courte, ce qui en rend la façon longue, minutieuse et difficile. Les plats ronds et les assiettes se moulent sur des moules de plâtre : mais tantôt la pâte est disposée en croûte, tantôt elle est ébauchée sur le tour.

Dans le premier cas, on étale sur une table de marbre une peau mouillée, on étend sur cette peau la pâte de porcelaine, avec un rouleau soutenu par deux règles; on transporte la croûte sur le moule de plâtre, en l'enlevant au moyen de la peau; la pâte étant trop peu liante pour qu'on pût enlever sans cette précaution, la plaque ou croûte qu'on vient de former.

Quand on l'ébauche au tour, on place une motte de pâte sur un disque rond de plâtre ou de bois, posé sur la tête du tour. On façonne grossièrement l'assiette ou le plat en lui laissant beaucoup d'épaisseur. On applique ensuite fortement la croûte ou l'ébauche sur le moule de plâtre en la pressant avec une éponge humide; on y colle un boudin de pâte que l'on soude à la pièce au moyen d'une forte pression exercée par le pouce, et en le comprimant et l'aplatissant ensuite on en forme le rebord qui doit faire le pied du plat ou de l'assiette. On laisse prendre un peu de consistance à la pièce, et on la détache du moule. On la replace enfin sur le tour et on la tournasse en dehors; c'est-à-dire qu'on la ramène à l'épaisseur convenable, et qu'on la termine avec un outil de fer très-

coupant nommé *tournassin*. Un bon ouvrier fait cinquante assiettes de porcelaine par jour.

Le moulage en plâtre s'emploie toujours pour les pièces qui ne sont pas rondes. On les finit à la main. Lorsque ces pièces sont très-grandes, comme cuvettes, saladiers, etc., on fait une croûte sur la peau et la table de marbre, et on l'applique sur le moule avec l'éponge, comme pour les assiettes; on finit ces pièces à la main. Les pièces de garnissage, telles que les anses, les becs, les ornemens, se moulent et se réparent séparément; elles se collent aux pièces avec de la pâte délayée dans de l'eau, nommée *barbotine*.

Les pièces ont besoin d'être soumises à une dessiccation lente, si on veut éviter des gerçures qui exposent à les perdre. Lorsqu'elles sont bien sèches on les porte au four.

1496. Le four à porcelaine dure est une espèce de tour à deux ou trois étages, construit en briques réfractaires. Le combustible est du bois de tremble jeune, très-sec et fendu; on le place extérieurement sur quatre allandiers, qui s'ouvrent dans l'intérieur du four; chaque étage est fermé par une voûte percée de carneaux. Le tout est recouvert d'un toit à claire-voie, placé à une assez grande distance de la seconde voûte. Il n'y a pas de cheminée, ou plutôt c'est le four lui-même qui constitue la cheminée. Sa grande élévation et le peu d'espace vide qui reste dans son intérieur quand il est chargé, ainsi que le rétrécissement de son ouverture supérieure, sont autant de causes qui contribuent à lui donner un tirage très-vif.

La cuisson de la porcelaine se partage en deux époques. La première s'effectue sur les pièces crues et non vernies, et les amène à l'état de *dégourdi*. Elle se passe dans l'étage supérieur du four: il paraît que les pièces y éprouvent une chaleur d'environ soixante degrés du pyromètre de Wedgwood; ce commencement de cuisson n'altère en rien leur forme et ne leur fait pas prendre un retrait sensible, mais

elle les dessèche complétement et leur donne une solidité suffisante pour qu'on puisse les manier et même les plonger dans l'eau sans qu'elles s'y détrempent en bouillie.

Voici, d'après M. Berthier, la composition de la porcelaine de Sèvres dégourdie :

Silice. . . .	59,6	99,6
Alumine. . .	35,0	
Potasse. . . .	1,8	
Chaux. . . .	2,4	
Eau.	0,8	

On aurait pu la déduire du dosage cité plus haut ; mais il est possible que la cuisson modifie un peu cette composition, quand on cuit pour la seconde fois, en raison de la haute température que la matière éprouve.

1497. Le vernis ou couverte de la porcelaine dure n'est autre chose que la roche felsphatique qui sert de fondant à la pâte. Mais ici on l'emploie pure et rien ne s'y oppose, car à la chaleur blanche elle fond en un verre incolore et presque transparent. On la broie pour la réduire en une poudre très-fine, qu'on suspend par l'agitation dans de l'eau mêlée d'un peu de vinaigre. M. Brongniart s'est assuré que cette addition de vinaigre avait pour objet de maintenir en suspension pendant un plus long temps les molécules de la couverte.. La précipitation est plus rapide quand celle-ci est délayée dans de l'eau pure. Il est probable que cette propriété toute mécanique tient seulement à la viscosité du vinaigre impur qu'on emploie; mais, quelle que soit la cause, il est certain que l'emploi du vinaigre n'est point un préjugé d'atelier, sans but. On fait passer les pièces assez rapidement au travers de cette liqueur trouble. L'eau, en les pénétrant, dépose à leur surface une couche de couverte qui est sèche aussitôt que la pièce est sortie de l'eau, tant la pièce est encore poreuse, à l'état de dégourdi. On met au pinceau la couverte sur les parties saillantes ou sur celles qui n'en ont pas pris,

Enfin, on enlève la couverte du pied ou de la partie sur laquelle la pièce doit reposer ; sans quoi elle s'attacherait sur son support.

Voici la composition de la roche felspathique employée comme couverte, d'après M. Berthier :

Silice.	73,0	=	37,88
Alumine.	16,2	=	7,52
Potasse.	8,4	=	1,42
Eau.	0,6		
	98,2		

Ce qui donne un atome de sesilicate de potasse et cinq atomes de quadrisilicate d'alumine.

1498. On procède enfin à la seconde ou plutôt à la véritable cuisson. Elle s'opère dans des étuis ou cazettes faits d'une argile très-réfractaire. Celle dont on se sert à Sèvres est l'argile plastique d'Abondant, dans la forêt de Dreux. On la pétrit sans la laver. On y ajoute pour ciment un tiers de vieilles gazettes pilées.

Comme la porcelaine se ramollit au feu, on ne peut placer les pièces l'une sur l'autre, même quand elles sont sans couverte. Chaque pièce plate exige donc un étui particulier, au fond duquel on met une plaque bien plane ou rondeau parfaitement dressé, de même nature que l'étui ; on l'assujettit au moyen de trois petits morceaux d'un lut d'argile mêlée d'une grande quantité de sable. Quand le rondeau est bien de niveau, on le mouille, on le saupoudre de sable, ou bien on l'enduit d'argile réfractaire délayée dans l'eau, et on y place l'assiette. Le sable empêche l'assiette de se coller au rondeau par l'action du feu, et rend plus faciles les mouvemens de contraction ou de dilatation qu'elle peut éprouver.

On peut placer plusieurs pièces sur le même rondeau, pourvu qu'elles ne se touchent pas. C'est ce qu'on fait

pour toutes les petites pièces. Quand les étuis sont chargés on les met dans le four les uns sur les autres, et on forme ainsi des colonnes qui remplissent le four. On a soin de ne pas trop les espacer, et pourtant de les espacer suffisamment et également, afin que le tirage soit rapide et que le feu soit égal.

On mure la porte du four avec trois rangées de briques; mais on y pratique deux ouvertures carrées d'environ deux décimètres de côté, l'une vers le haut, l'autre vers le bas. Elles permettent de pénétrer dans des étuis où l'on place des morceaux de porcelaine qui servent de *montres*. Ces montres sont de petits fragmens de porcelaine de deux pouces de hauteur sur un pouce de largeur. Ils sont percés d'un trou et enchâssés dans un support d'argile. De temps à autre on en retire une en haut et en bas, au moyen d'une barre de fer qu'on passe dans le trou de la montre. On peut ainsi juger si la distribution de la chaleur se fait bien également en haut et en bas, et on peut apprécier les progrès de la cuisson. L'ouverture des montres est fermée par une porte de terre cuite, au milieu de laquelle est adaptée une espèce de tube creux en terre, au moyen duquel on peut voir l'intérieur du four et régler sa marche par la chaleur du feu. A Sèvres on a placé tout autour du four des tubes semblables fermés par des plaques de verre. Ils laissent voir le feu sur tous les points du four pendant la durée de la cuisson, sans nuire au tirage.

On commence le feu en jetant dans les allandiers quelques morceaux de bois blanc assez gros; on continue le feu de cette manière pendant environ quinze heures, en le faisant monter peu à peu par l'addition d'une plus grande quantité de bois. Au bout de quinze heures, le four est rouge cerise intérieurement.

En échauffant ainsi peu à peu le four et les pièces qu'il contient, on évite les dilatations brusques qui pourraient faire casser un grand nombre de celles-ci; mais quand la

masse est portée au rouge, on change le mode de chargement des allandiers, ce qui s'appelle *couvrir le feu:* au lieu de jeter les bûches verticalement dans les quatre foyers, un ouvrier, placé en face de chacun d'eux, dispose horizontalement, sur leur ouverture, du bois de tremble bien sain et fendu très-menu, et l'arrange en talus; la flamme renversée, vive et longue, qui en provient plonge dans les allandiers, pénètre dans le four et circule entre les piles d'étuis. En continuant ainsi pendant douze à quinze heures, l'intérieur du four est porté au rouge blanc, et on distingue à peine les montres. Vers la fin de la cuisson, chaque chauffeur met sans cesse du bois sur son allandier; comme il doit l'y placer assez régulièrement, il est obligé de poser les bûchettes une à une; et comme celles-ci sont minces, il peut à peine fournir à la combustion, tant celle-ci est rapide. A cette époque, le tirage est tel que l'on peut placer la main sur les talus de bois sans éprouver une chaleur incommode. La combustion du bois est complète, il ne reste point de braise; on n'aperçoit plus de trace de fumée, et les cendres elles-mêmes sont entièrement entraînées par le courant d'air. La chaleur, dans les fours de Sèvres, monte jusqu'à cent trente-quatre degrés du pyromètre de Wedgwood; mais pourtant le fer doux n'y fond pas. Au bout de quinze à vingt heures de grand feu, c'est-à-dire, de trente-six heures de feu, la porcelaine est cuite; on s'en assure en tirant les montres et les examinant. On laisse refroidir le four trois ou quatre jours, et on défourne.

Une partie du sable placé sur les rondeaux pour faciliter les mouvemens des pièces s'est attachée à leur pied: on l'enlève en frottant cette partie avec un grès dur. La porcelaine blanche, lorsqu'il n'est pas nécessaire de la faire retourner au grand feu pour y corriger des défauts, peut alors être versée dans le commerce.

1499. En Angleterre, par des mélanges artificiels, et en

Piémont, au moyen de la magnésite, on fait de la porcelaine qui diffère de la précédente en ce que la potasse y est remplacée par de la magnésie.

Voici sa composition d'après M. Berthier :

	Pâte de moulage de Worchester.	Pâte desséchée de Piémont.
Silice	77,0	60,0
Alumine	8,6	9,0
Chaux	1,2	1,6
Magnésie	7,0	15,2
Eau	5,6	13,6
	99,4	99,4

Des grès.

1500. Ce nom convient à toutes les poteries à pâte compacte et opaque, assez bien cuites pour n'être point rayées par le fer, et pour faire, au contraire, feu au briquet. Les grès qui sont souvent plus durs que la porcelaine dure, en diffèrent surtout par leur opacité et aussi par leur coloration ; mais rien n'empêche d'obtenir des grès blancs qui seront réputés grès tant qu'ils conserveront leur opacité.

On peut obtenir des poteries douées de ces caractères par deux procédés bien différens : premièrement, au moyen d'une argile pure cuite à une température assez haute pour en déterminer l'agglutination ; secondement, au moyen de divers mélanges d'argile et d'une base capable de former un silicate fusible qui produit un état de vitrification commençante. La chaux, la baryte, l'oxide de fer, celui de manganèse et beaucoup d'autres peuvent être employés.

La base des premiers grès est une argile très-plastique et fine, peu ferrugineuse, qui contient naturellement une assez grande quantité de sable fin, mais point de chaux ou fort peu. Celle de Forges-les-Eaux, département de l'Yonne, peut servir d'exemple. L'argile est pétrie très-fortement

avec les pieds, et en même temps on y ajoute encore un peu de sable saupoudré d'un peu de chaux.

Les grès sont cuits à une température élevée. Le four dans lequel on les cuit va en montant du foyer jusqu'au fond; il n'a point de cheminée proprement dite, et le foyer est très-grand. Le feu dure huit jours consécutifs. Les grès acquièrent par cette cuisson une grande solidité et une dureté telle qu'ils peuvent faire feu avec l'acier; ils deviennent compactes, et en tout analogues à la porcelaine, sauf la translucidité. Leur homogénéité est même telle qu'ils ne peuvent aller facilement sur le feu sans se casser.

La finesse de leur pâte et la haute température qu'on leur fait subir rendent les grès assez compactes pour qu'ils n'aient pas besoin de couverte; cependant, pour plus de propreté, ou pour en rendre le toucher moins rude, on leur met souvent une espèce de vernis. Ce vernis est quelquefois produit par la vitrification de la surface même de la terre, au moyen de la potasse et de la chaux qui sont fournies par les cendres du combustible, ou bien au moyen du sel marin qu'on jette dans le four pendant qu'il est rouge de feu; quelquefois aussi on vernit ces pièces avec des scories ou du laitier de forge pulvérisés auxquels on ajoute au besoin de la chaux, du sable et de l'argile. On trempe les pièces crues dans l'eau et on les saupoudre avec cette couverte. Un seul feu suffit pour cuire la pâte et la couverte, qui devient, par la fusion, d'un brun marron.

Voici, d'après M. Berthier, la composition de la couverte qu'on applique sur les grès de Saint-Amand et Saint-Sauveur (Nièvre).

Silice	55,8	100,0
Alumine.	7,0	
Oxide de fer. . . .	12,4	
Oxide de mangan..	3,0	
Chaux	20,8	
Magnésie.	1,0	

C'est donc la composition d'un laitier de haut fourneau un peu ferrugineux, ou bien celle d'un verre à bouteille, sans alcali.

Les grès diffèrent donc des porcelaines par la présence d'un peu d'oxide de fer qui colore leur pâte, et par l'absence de matières alcalines. On pourrait vraisemblablement, en leur ajoutant la chaux et la magnésie nécessaires, leur donner la demi-transparence qui caractérise la porcelaine. Cette addition exigerait quelque précaution, car elle pourrait déterminer la fusion des grès d'une manière trop complète et trop prompte.

Grès colorés de Wedgwood.

1501. Les poteries désignées sous ce nom ont toutes une pâte fine, colorée, assez dure pour faire feu au briquet; elles ont beaucoup de ressemblance avec la porcelaine quant à la composition, et elles n'en diffèrent réellement qu'en ce que la potasse se trouve remplacée en partie par de la baryte ou de la strontiane.

Voici les compositions données par M. de Saint-Amans:

	Pâte tendre.	Pâte dure.
Silex	15.	17
Felspath.	15.	30
Argile de Devon.	26.	15
Sulfate de baryte	47.	10
id. de strontiane.	10.	»
id. de chaux.	6.	23
Kaolin de Cornouailles.		15

Ces pâtes se colorent avec divers oxides métalliques. Un centième d'oxide de cobalt suffit pour donner le beau bleu de Wedgwood. On obtient l'orange avec l'oxide d'antimoine et l'oxide de fer; le vert, avec l'oxide de cuivre; le noir, avec un mélange d'oxide de manganèse et de

fer; le brun, avec l'oxide de nickel et la terre d'ombre.

Ces pâtes sont très-ductiles et se travaillent fort aisément. Elles offrent même dans quelques cas des avantages réels sur les pâtes ordinaires. Ainsi, les pièces de rapport peuvent s'appliquer sans barbotine et au moyen d'un peu d'eau gommée seulement. Elles se collent aussi bien au feu et même mieux que les pâtes ordinaires par l'intermède de la barbotine qu'on a soin d'interposer entre les deux surfaces en contact. Ces poteries ne reçoivent ordinairement qu'un seul feu. Cependant il arrive quelquefois qu'on les émaille ou qu'on leur donne un *lustre*, ce qui exige toujours un autre feu.

L'émail pour l'intérieur des poteries noires se compose de :

Minium.	96
Silex.	16
Oxide de manganèse.	2

On donne le *lustre* à ces poteries par un moyen particulier. On les place dans des cazettes dont l'intérieur est enduit d'un mélange de :

Sel marin. .	12	ou bien encore	64
Potasse. . .	30	. . . .	6

Quelquefois même on a soin de placer vers le centre de la moufle quelques pièces enduites aussi d'une couverte très-fusible et volatile. C'est ce que les ouvriers anglais appellent des *réfracteurs*. Il est évident que ce procédé est fondé sur la volatilité de la potasse et du sel marin.

Faïence fine à couverte transparente.

1502. Cette poterie est connue sous les noms de poterie fine, de terre anglaise, terre blanche, terre de pipe. Sa pâte est blanche, poreuse, absorbante et opaque; son vernis est transparent et à base de protoxide de plomb.

Elle est fine, blanche, légère et capable de recevoir les formes les plus pures et les décorations les plus délicates. Lorsqu'elle est bien faite, elle remplit la plupart des conditions exigées dans une bonne poterie; mais sa nature permet d'étranges variations quant à la composition de sa couverte, le point le plus essentiel pour sa salubrité.

La terre de pipe va bien au feu; sa couverte renferme beaucoup d'oxide de plomb, mais elle n'a pas, quand elle est bien faite, les inconvéniens qu'on lui a attribués. Bien entendu pourtant, que si l'oxide de plomb s'y trouve à trop forte dose, ainsi que cela arrive pour la plupart des terres de pipe qu'on fabrique maintenant en France, ces inconvéniens sont graves, sous tous les rapports. Les acides et même le vinaigre peuvent, au moyen d'un contact de quelques heures, attaquer la couverte et produire des sels de plomb. Les couteaux la rayent avec la plus grande facilité et détachent ainsi une poussière plombeuse qui se mêle aux alimens; enfin le vase une fois rayé absorbe tous les liquides et se trouve bientôt pénétré de matières grasses qui lui donnent un aspect sale des plus désagréables. Tous ces inconvéniens sont compensés par le bas prix de cette poterie, condition à laquelle on sacrifie toutes les autres; en effet, en augmentant la dose d'oxide de plomb dans la couverte, on peut cuire à une température plus basse, et faire ainsi une économie de combustible à laquelle on sacrifie la salubrité et la véritable économie qui résulterait de la durée plus grande des vases livrés au consommateur.

La faïence fine est composée d'une argile plastique blanche et de silex broyé.

L'argile doit être liante, afin que la façon des pièces soit prompte et facile: elle ne doit donc pas contenir une grande proportion de sable. Elle doit être exempte d'oxide de fer, afin que l'action du feu ne la colore pas en rouge, ce qui ne permettrait pas de la recouvrir d'une couverte

transparente. Il faut qu'elle soit peu fusible, afin qu'elle puisse éprouver une chaleur de près de 100° du pyromètre de Wedgwood, sans se déformer sensiblement et sans s'agglutiner à la façon des grès, ce qui rendrait la faïence cassante au feu.

L'argile est exploitée en grosses briques qu'on laisse sécher; on les concasse et on en épluche avec soin les cailloux et les fragmens d'argile colorée qui pourraient y être mélangés. L'argile est préparée par ces lavages; il faut alors y ajouter le silex, qui doit la dégraisser. Dans quelques fabriques on mêle tout de suite le silex à l'argile gâchée; on ne la lave pas; on se contente de faire passer la masse au travers de tamis très-fins.

Le silex employé est le silex noir des crayères que l'on chauffe au rouge dans des fours semblables aux fours à chaux, pour l'étonner. Cette opération le rend beaucoup plus friable et d'un blanc opaque; alors on le pile sous le bocard et on le réduit en une poudre très-fine en le broyant avec de l'eau, dans les moulins particuliers qui servent dans la fabrication de presque toutes les espèces de poteries. On peut le broyer, aussi bien et plus économiquement à sec, dans un moulin à farine ordinaire. Mais le broyage à sec des silex devrait être proscrit par les ordonnances de police, à cause des effets funestes de la poussière de silex sur les ouvriers qui la respirent. Il est bien prouvé qu'au bout de quelques années, ils périssent tous de maladies du poumon, évidemment occasionées par la poussière siliceuse qui s'y dépose à chaque instant, par la respiration. Quand le silex a été broyé à l'eau et qu'il est très-fin, on est obligé, pour rendre sa décantation plus rapide, d'avoir recours à un moyen particulier. On ajoute à la bouillie qu'il forme un peu de chaux vive, et alors la décantation s'effectue très-vite.

On compose la masse ou pâte de la faïence, en ajoutant le silex broyé à l'argile lavée, à peu près dans la

proportion d'un cinquième de silex; on mélange exactement ces deux parties constituantes de la pâte; mais cette pâte, trop liquide, a besoin d'être affermie par l'évaporation de l'eau; on ne peut s'en fier au temps pour cette évaporation, elle serait souvent trop longue; on l'accélère par deux moyens.

En Angleterre, on coule la masse ou pâte dans une longue fosse chauffée par-dessous, et on met le tout en ébullition, ayant soin de remuer cette masse, afin que le silex ne se sépare pas par sa pesanteur; ce premier moyen est assez dispendieux à cause du combustible qu'il exige. Dans le second procédé, on place la masse dans des espèces de moules ou caisses de plâtre bien sec d'environ vingt centimètres de diamètre; le plâtre absorbe l'humidité excédante de la pâte, et elle prend promptement la consistance nécessaire; on la retire des moules qu'il faut faire sécher au grand air ou au soleil, sous des hangars.

La pâte amenée au degré de consistance nécessaire doit être fortement pétrie avant d'être façonnée; on la bat avec des masses; on l'étend sur un parquet, et on la marche; on la pétrit ensuite à la manière de la pâte de farine. Enfin, pour lui donner plus de liant, on la réunit en masse et on l'abandonne pendant plusieurs mois dans des caves humides; elle y éprouve une espèce de fermentation; elle noircit et répand une odeur fétide. Les pièces faites avec de la pâte ainsi fermentée se fendent moins fréquemment que celles faites avec de la pâte neuve. Cette pâte, quand elle est bien préparée, se travaille si facilement qu'un bon ouvrier peut faire par jour six cents assiettes, pourvu qu'il soit aidé d'un enfant qui lui apporte la pâte et qui remporte les assiettes.

1503. Le four pour cuire la faïence fine est d'une construction assez simple : c'est un cylindre terminé par une voûte en dôme surbaissé. Ceux qu'on emploie en France ressemblent à un four à porcelaine sans globe. Le combus-

tible est placé sur huit *allandiers*. La flamme du combustible est renversée et pénètre dans le four ; elle en sort par de petites ouvertures carrées, percées dans le dôme.

Les pièces bien sèches ne sont pas placées à nu dans le four ; elles sont enfermées dans des étuis cylindriques faits en terre. Ces étuis ou cazettes doivent être faits d'une bonne argile : il entre dans leur composition au moins un tiers de ciment, résultant des débris broyés de ces mêmes étuis. On cherche par cette addition à les faire résister le plus long-temps possible aux changemens de température qu'ils doivent éprouver. Chaque étui renferme plusieurs pièces placées l'une sur l'autre avec précaution, mais sans intermédiaire.

On cuit cette poterie avec du bois, ou avec de la houille ; lorsqu'on emploie le bois, la flamme circule à travers les étuis et n'est dirigée par aucun conduit particulier. Lorsqu'on se sert de houille, la flamme et la fumée sortent de conduits perpendiculaires, qui partent des ouvertures intérieures des grilles et rampent sur les parois intérieures du four. Ces canaux ont plusieurs ouvertures latérales. Le feu est d'abord conduit très-doucement ; il est continué jusqu'à ce que toute la masse des étuis soit rouge. On juge de l'état de cuisson des pièces par des fragmens de poteries placés dans un étui qui a une ouverture latérale par laquelle on peut les retirer pour les examiner. Le feu dure environ quarante heures ; on laisse refroidir complétement le four avant d'en retirer les pièces.

La poterie retirée du four est cuite : elle a de la consistance, mais elle est spongieuse, sa surface est terne ; il faut la recouvrir d'une couverte. Ce vernis est un verre composé de silice, de potasse ou de soude et d'oxide de plomb. Les proportions de ces substances varient selon la nature de la poterie à laquelle ce vernis est destiné.

L'oxide de plomb que l'on emploie est ordinairement l'oxide rouge ou minium ; la chaleur le ramène à l'état

de protoxide. Celui-ci rend le verre dans lequel il entre plus fondant et plus éclatant; mais lorsqu'on l'y met en trop grande quantité, la couverte devient jaunâtre, tendre, et alors elle est facilement attaquée par les acides et par les graisses chaudes; c'est dans ce cas qu'elle peut être nuisible. Si l'oxide de plomb n'y est qu'en petite proportion, la couverte est transparente, sans couleur, dure, et ne peut nuire à la santé. Les ingrédiens de la couverte sont fondus à l'état de verre dans le four à poterie même, ou dans un fourneau particulier. Ce verre est ensuite pulvérisé, et broyé très-finement. On met cette poussière en suspension dans l'eau, à l'aide d'un peu d'argile et de l'agitation. On plonge, un très-court instant, dans cette eau trouble les pièces que l'on veut mettre en couverte: comme elles sont sèches et poreuses, elles absorbent l'eau avec promptitude. La couverte, suspendue dans l'eau qu'elles ont absorbée, s'applique à leur surface, et on en met avec un pinceau sur les points par lesquels on tenait la pièce.

On reporte la faïence au feu pour faire fondre la couverte. On place les pièces dans de nouvelles cazettes; mais comme elles se colleraient ensemble si elles se touchaient, on est obligé de les tenir isolées.

A cet effet, les cazettes sont percées de trous également espacés, disposés suivant trois lignes verticales; on place dans chaque trou une petite cheville ou pyramide triangulaire de faïence, qui fait saillie en dedans de la cazette. Sur le sommet très-aigu que présentent ces chevilles ou *pernettes*, reposent les pièces plates que l'on veut cuire. Les trois points sur lesquels elles touchent aux pernettes sont si petits qu'ils sont à peine visibles. Cependant on peut remarquer sur toutes les assiettes de faïence trois points, à peu près à égale distance, où la couverte semble avoir été piquée.

Les étuis ou cazettes dans lesquels se mettent les pièces

en couverte sont eux-mêmes enduits intérieurement d'une couverte dans laquelle il entre beaucoup de plomb. Cette précaution a pour objet de prévenir l'effet de la cazette sur les assiettes ou autres pièces vernies qui céderaient à la cazette une partie de leur couverte, si celle-ci n'en était pas garnie. D'après ce qu'on a dit plus haut, il est inutile d'insister sur la théorie par laquelle s'explique ce transport. Les étuis à assiettes en contiennent environ une douzaine.

Le four où se cuit la couverte est plus petit que celui où se cuit la faïence en cru ; il n'a jamais que six bouches à feu ou allandiers. Le feu est conduit comme pour le biscuit, mais il est beaucoup moins fort et ne monte guère au-delà du rouge cerise.

1504. *Pipes*. Les pipes ordinaires sont faites avec la même pâte que les faïences fines ; elles n'en diffèrent que parce qu'elles sont moins cuites et presque toujours sans couverte. La terre à pipe doit donc être une argile plastique, blanche, fine, facile à travailler, et ne rougissant point au feu. Elle doit être lavée et épluchée, ensuite bien battue et bien divisée, enfin pétrie et corroyée avec le plus grand soin. On n'y ajoute ni sable ni silex, mais seulement du ciment de cette même terre qui provient des pipes cuites et cassées.

Pour façonner les pipes, on fait des rouleaux de pâte à peu près du volume de la pipe. On leur laisse prendre de la consistance, on les perce avec une brochette de fer, et on relève d'un coup de pouce l'extrémité qui doit former la tête ou fourneau de la pipe. On met cette ébauche dans un moule de cuivre graissé ; on ferme le moule, et on le met en presse. L'extérieur de la pipe est fait. On creuse ensuite la tête ou fourneau, d'abord avec le doigt, puis avec un poinçon de fer ; la pipe étant toujours dans le moule, et celui-ci en presse. On retire enfin la pipe du

moule; on la répare à la main, et on la polit, d'abord avec un morceau de corne, ensuite avec des silex.

Les pipes se cuisent à peu près comme la faïence et dans les mêmes fours. On les met dans des cazettes cylindriques bien lutées, ou dans des espèces de grands creusets : elles y sont disposées en pyramides; toutes les têtes ou fourneaux placés en bas et circulairement; les tuyaux réunis, et appuyés sur un pilier de terre cannelé qui s'élève au milieu de la gazette, et que l'on nomme chandelier.

Lorsque la terre est un peu ferrugineuse, les pipes deviennent rougeâtres au feu. Pour corriger ce défaut, il est nécessaire de ramener le fer à l'état de protoxide. On y parvient par le procédé suivant. Lorsque les pipes sont dans le four, on ferme toutes les ouvertures supérieures, et on les enfume; on les fait ensuite rougir; on répète cette opération toutes les heures pendant la cuisson : elles deviennent par ce moyen d'un très-beau blanc.

Les pipes étant sans couverte et peu cuites, happent facilement à la langue, s'attachent aux lèvres, et se salissent promptement. Ce sont des inconvéniens que l'on évite en leur donnant une sorte de vernis. On fait, dans de l'eau, un mélange de savon, de cire blanche et de gomme arabique; on fait fondre le tout à la chaleur, et on mêle la cire par l'agitation; on y plonge les pipes, et on les frotte ensuite avec une flanelle; elles acquièrent un lustre qui leur donne plus de propreté et plus de valeur.

Des Faïences communes.

1505. Leur pâte, ordinairement poreuse, est rouge ou jaunâtre, et leur couverte est colorée ou d'un blanc opaque.

La pâte est un mélange d'une argile souvent ferrugineuse, quelquefois calcaire, et d'un sable qui contient de l'oxide de fer, quelquefois un peu d'argile, ou même de la chaux. L'argile que l'on emploie est tantôt bleue et ferru-

gineuse, tantôt verte et calcaire ; c'est une espèce de marne ; quelquefois même, comme dans plusieurs manufactures de Paris, on y ajoute de la marne. Il paraît qu'elle facilite la fusion de l'émail par sa propre fusibilité, et qu'elle en augmente l'adhérence. La quantité de marne peut être portée jusqu'à 20 p. 100 dans la pâte sans inconvéniens. Ces matières ne sont jamais broyées, et souvent elles ne sont lavées que grossièrement. Elles sont mélangées dans des proportions qui diffèrent dans chaque fabrique : le terme moyen paraît être de trois cinquièmes d'argile ou de marne, et de deux cinquièmes de sable.

La pâte est quelquefois passée au tamis, mais elle n'est jamais raffermie par l'évaporation à l'aide du feu, comme celle de la faïence fine. On se contente de la faire séjourner dans des fosses creusées dans le sol ; la pâte s'y dépose, on fait écouler l'eau par des robinets latéraux,

Le four dans lequel on cuit la faïence commune se compose de voûtes à deux étages posés l'un sur l'autre. L'étage inférieur est très-bas, il offre d'un côté une ouverture qui sert de foyer. Sa voûte est percée de carneaux. L'étage supérieur est plus vaste ; il reçoit les pièces au moyen d'une porte qu'on ferme quand il est chargé. Il est terminé aussi par une voûte percée de carneaux. Les pièces en cru sont placées dans la partie supérieure du four ; les pièces en couverte en occupent le bas ; on les met dans des étuis ou gazettes. L'étage inférieur ne reçoit point de pièces. Quelquefois on les place les unes au-dessus des autres, en chapelle ou échappade ; elles sont alors seulement supportées par de grands carreaux octogones de terre cuite, portés eux-mêmes sur des piliers de même nature.

Lorsque les pièces sont ainsi disposées dans le four on en mure la porte avec des briques, et on allume le feu sous la voûte inférieure ; la flamme passe par les ouvertures qui traversent le plancher de séparation des deux voûtes, et circule entre les pièces. Lorsqu'elles commencent

à rougir, on ne jette plus le bois sous la voûte, mais on le pose transversalement sur l'ouverture par où on le jetait, et on l'y dispose en talus; la chaleur augmente rapidement, et les pièces sont cuites en trente ou trente-six heures. On les défourne; celles qui étaient en cru se trouvent à l'état de biscuit; les autres sont bonnes à livrer au commerce. Le biscuit se met en couverte à la manière ordinaire. Elles sont alors bonnes à être mises en couverte.

Comme on l'a vu, cette couverte est formée au moyen de l'émail blanc. Celui-ci se prépare dans les fabriques en fondant ensemble le plomb et l'étain et oxidant cet alliage dans un petit fourneau à réverbère nommé *fournetté*. Les proportions de cet alliage varient. Pour la faïence très-commune on prend 14 d'étain pour 100 de plomb. Pour la belle faïence on prend 20 à 25 d'étain pour 100 de plomb. Quand la calcine est préparée, on la combine avec une fritte obtenue avec du sable blanc et du sel de soude. Cette fritte se prépare dans l'étage inférieur du four à faïence, pendant la cuisson des pièces. Elle se compose de 100 de sable pour 10 ou 12 de sel de soude. On a remarqué qu'elle devenait plus blanche, si après cette première cuisson on la mouillait d'une dissolution de sel marin et on la repassait au feu. La fritte étant faite, on la mêle avec la calcine et on fond le tout dans l'étage inférieur du four à faïence; les proportions sont parties égales de fritte et de calcine. On cuit ce mélange dans un bassin fait avec les matières qui produisent la fritte. De sorte qu'en même temps on cuit les parois de ce bassin pour faire la fritte et l'intérieur pour produire l'émail.

L'émail ainsi préparé est broyé avec soin sous l'eau, et il s'applique par les procédés ordinaires, sur le biscuit absorbant.

Nous avons dit que la pâte de la faïence commune était ordinairement rouge, ou au moins jaune; elle est d'ailleurs

grossière et poreuse; elle supporte assez bien les passages alternatifs du chaud et du froid, surtout si on a fait entrer dans sa composition du ciment très-fin de cette même pâte, ou du sable en grande quantité.

Cette faïence est presque toujours fusible à une haute température; et quand elle contient beaucoup de fer et de chaux, elle est fusible à une température peu élevée, ou bien elle s'y boursoufle. Ces mauvaises qualités exigent une couverte très-fusible.

Cette espèce de faïence est assez belle, surtout si elle a été fabriquée avec soin, si elle n'est pas trop épaisse, etc. Elle est d'abord inattaquable par les acides et par les graisses. Mais elle ne conserve pas long-temps cette belle apparence. Elle supporte difficilement le passage subit du chaud au froid. Sa couverte devant être assez épaisse pour cacher entièrement la couleur de la pâte, gâte toutes les formes; bientôt elle se fendille, les graisses pénètrent la pâte, et donnent aux alimens qu'on y prépare un goût désagréable; enfin elle s'écorne et laisse voir sa pâte rouge qui contraste désagréablement avec la blancheur de la pièce.

1506. La faïence très-commune, que l'on nomme ordinairement poterie de terre, et dont la couverte est brune, jaune ou même verdâtre, est de toutes les poteries la plus mauvaise; non-seulement sa pâte est grossière, poreuse et fragile, mais sa couverte est souvent dangereuse; elle est presque entièrement composée d'oxide de plomb fondu et quelquefois mêlé d'oxide de cuivre, ou d'oxide de manganèse. Si on laisse séjourner dans de pareils vases des alimens acides, si on y fait chauffer fortement des graisses, la couverte en est attaquée, et le plomb communique aux alimens ses qualités délétères.

Cette qualité nuisible de la couverte ajoute donc aux inconvéniens de cette faïence; le seul avantage qu'elle présente c'est d'aller facilement au feu sans se casser et

d'être à un prix très-bas ; elle doit ce dernier avantage au peu de combustible qu'il faut employer pour la cuire, en raison de la grande fusibilité de sa couverte.

La préparation et l'application des couvertes dont on vient de parler n'exigent pas de grands soins. On prend de la litharge, ou même du sulfure de plomb, qui donnent une couverte d'un jaune transparent et sale. On ajoute quelquefois à ces substances de l'oxide de manganèse ou de l'oxide de fer, qui donnent une couleur brune, ou de l'oxide de cuivre, lorsque la litharge n'en contient pas naturellement; c'est ce qui produit la couverte ou vernis vert de certaines poteries. On broie ces matières, on les suspend dans l'eau, et on y plonge les pièces.

Les potiers qui ne font que des poteries fort communes et ordinairement fort mauvaises emploient un procédé plus simple, sujet à bien des inconvéniens. Il laissent simplement sécher leurs pièces sans leur donner une cuisson préalable ; ils les trempent alors dans une eau qui tient de l'argile fine en suspension et qu'on nomme eau grasse : l'argile s'attache à la surface de la pièce ; on la saupoudre alors de vernis et on la porte au four. La pâte se cuit et le vernis se fond au même feu. Ces procédés sont très-économiques, mais les pièces sont remplies de défauts.

1507. *Des poteries rouges*. Ces poteries ne sont autre chose que des faïences communes sans couverte. A l'égard des faïences communes, elles sont à peu près ce que les pipes sont à l'égard de la faïence fine. Mais comme la nature des terres propres à fournir des poteries rouges peut beaucoup varier, on se trouve obligé de confondre des objets bien différens sous le même nom. Ici se trouvent, en effet, la plupart des pots à fleur, beaucoup de petites terrines et autres poteries très-communes, mais sans couverte; des vases d'une pâte assez fine ; enfin les fameux vases étrusques. Cette espèce de poterie, la plus commune et la plus imparfaite,

s'obtient avec une argile ferrugineuse dégraissée par une quantité suffisante de sable ou de ciment de cette même poterie. Quelquefois on lave la terre grossièrement et on broie la pâte dans un moulin. On a fait à Sèvres, avec de l'argile d'Arcueil et du sable, des vases d'un ton rouge assez agréable et d'une pâte légère.

Lorsque ces vases sont destinés à recevoir des fleurs, ils sont enduits en dedans d'une couverte de verre plombifère, afin que l'eau ne les traverse pas en raison de leur porosité. Ils sont mats et sans couverte extérieurement; mais ils peuvent être ornés de peintures noires ou blanchâtres à la manière des vases étrusques. Ces couleurs sont fixées à la terre par la fusion. Les vases étrusques, si remarquables par leurs formes, et par la pureté de style des figures qui les décorent, ont été faits d'après ces principes.

1508. *Alcarazzas.* Dans plusieurs contrées chaudes de l'ancien continent on se sert, pour rafraîchir l'eau, de vases poreux dans lesquels on met ce liquide ; il suinte peu à peu à travers les pores fins et nombreux de ces vases, et se présentant à l'air sous une grande surface, il s'évapore promptement. Cette évaporation perpétuelle abaisse de quatre à cinq degrés la température de l'eau, celle de l'atmosphère étant de vingt à vingt-cinq. Ces vases sont connus en Espagne sous le nom d'*alcarazzas*, en Égypte sous celui de *balasse*. Ils sont faits avec une faïence grossière très-poreuse, peu cuite et sans couverte. La porcelaine *dégourdie*, c'est-à-dire celle qui n'a reçu qu'un premier et léger degré de cuisson, laisse transsuder l'eau, comme les alcarazzas, et la rafraîchit sans lui communiquer aucun goût. Ce refroidissement fait descendre l'eau jusqu'à 5 degrés au-dessous de la température qu'elle avait.

On peut deviner, d'après cela, les principes de composition de ces vases. Ils doivent être faits avec une argile

rendue poreuse et perméable par une forte addition de sable, ou par une très-légère cuisson.

Creusets.

1609. On donne le nom de creusets à des vases généralement destinés à contenir les corps auxquels on veut faire supporter une température élevée. On peut faire des creusets en métal, et on est souvent obligé d'y avoir recours; mais ici il ne peut être question que des creusets argileux. Les creusets se divisent selon leurs usages en des classes assez variées. La plus distincte est celle des creusets dont la pâte contient du graphite. Ils sont très-bons, en ce sens, qu'ils supportent de hautes températures sans se fondre; qu'ils ne cassent pas au feu, enfin qu'ils résistent à l'action de beaucoup de corps.

Parmi les creusets purement argileux, il en est qu'on veut rendre imperméables, tels sont ceux de porcelaine. Ces creusets cassent facilement au feu. Il en est d'autres, et c'est le plus grand nombre, pour lesquels on ne recherche pas cette qualité; ceux-ci sont poreux, à pâte grossière, et résistent fort bien en général aux changemens de température.

Les creusets poreux se laissent pénétrer par l'eau, mais peu importe, car en général ils ne sont pas destinés à contenir des liquides aqueux. Ce qui est plus fâcheux, c'est que presque tous les sels en fusion les traversent aisément. Aussi, le nitre, le sel marin en fusion coulent à travers, mais il n'en est pas ainsi des métaux ou des produits qui ne fondent pas au feu. Ces creusets sont les meilleurs pour ces derniers cas, puisque ce sont ceux qui supportent les plus grands coups de feu et les changemens de température les plus brusques, sans être fondus ou cassés. Aussi, dans les laboratoires, emploie-t-on presque toujours les creusets de *Hesse* si célèbres qui offrent le type des creusets poreux. Ils sont triangulaires.

Voici la composition des creusets de *Hesse*, analysés par M. Berthier.

Silice.	709	995
Alumine. . . .	248	
Oxide de fer. .	38	
Magnésie. .	trace.	

On les obtient au moyen d'une argile très-riche en alumine, à laquelle on mêle beaucoup de sable quarzeux. Ils sont très-réfractaires et supportent bien des changemens brusques de température sans casser. Mais la grande quantité de silice qu'ils contiennent les rend faciles à attaquer par la litharge et les oxides métalliques très-fusibles. D'un autre côté, leur grain très-grossier les rend d'un emploi peu agréable pour beaucoup d'opérations dans lesquelles on veut recueillir exactement le produit. Ils sont sonores, peu épais, assez solides pour supporter facilement les transports. Les petits creusets de Hesse, chauffés au rouge, peuvent être jetés dans l'eau froide sans casser.

Depuis quelques années, M. Beaufaye fabrique à Paris des creusets excellens dont M. Berthier a fait également l'analyse. Ils contiennent :

Silice. . . .	646	100
Alumine. . .	344	
Oxide de fer.	10	

Ces creusets sont faits avec de l'argile d'Audennes, près Namur, simplement mêlée de ciment de la même argile, sans addition de sable. Les pièces sont enduites d'une couche mince d'argile crue et pure, qui rend leur surface plus lisse et plus unie. Ces creusets sont surtout remarquables, en ce que leur pâte étant très-dense, ils peuvent néanmoins supporter très-bien les alternatives de température. Leur composition indique au reste qu'ils sont très-réfractaires, et l'expérience montre qu'ils le sont même plus que ceux de Hesse. Moins riches en silice que ces

derniers, ils supportent mieux qu'eux l'action de l'oxide de plomb en fusion. Ces creusets ont donc, à quelques égards, l'avantage sur ceux de Hesse, mais ils sont moins solides, et cassent plus aisément par les chocs ou dans les transports.

La pâte des creusets est toujours formée d'argile crue qui sert de matière liante et d'argile cuite à une chaleur rouge qui sert de ciment. Quand on a fait choix d'une argile réfractaire, il faut donc en faire calciner une partie, la réduire en poudre grossière dans un moulin à meules verticales, et tamiser cette poudre au travers d'un crible en fer. Les mailles de celui-ci n'ont pas moins d'une ligne d'écartement pour les grands creusets et d'une demi-ligne pour les plus petits. L'argile crue est débarassée des corps étrangers par le tamisage et la décantation. On fait ensuite un mélange bien exact de trois parties d'argile calcinée avec une d'argile crue, soit à l'aide d'un moulin, soit en faisant marcher ce mélange.

Le ciment a pour objet d'empêcher les creusets de se fendre pendant leur dessication ou leur cuisson, ainsi que dans tous les cas où on veut leur faire subir un coup de feu brusque. C'est, comme nous l'avons dit plus haut, une des propriétés des pâtes poreuses. Le ciment peut être remplacé par de petits fragmens de coke, par du sable tamisé ou des tessons de creusets réduits en poudre grossière.

On emploie souvent en même temps l'argile crue, l'argile calcinée et les tessons de creusets.

Le moulage des creusets est fort simple. On prend un mandrin en bois bien lisse, implanté perpendiculairement sur une table. On le saupoudre avec de l'argile en poudre fine, on moule les creusets sur ce mandrin, et on ferme le fond plat en frappant quelques coups avec une palette en bois. Lorsque les pièces ont éprouvé une légère dessication, on les remet sur les mandrins, on les frappe de nouveau à petits coups avec la palette pour les

rendre plus compactes, et on les fait enfin sécher lentement.

Pour les petits creusets on peut se servir de moules en bronze. On place un volume déterminé de pâte, dans le fond du moule, on met par-dessus un mandrin à rebords, et on donne un coup de balancier ; ou bien on comprime à l'aide d'une presse. Le mandrin s'enfonce, et force la pâte à remonter dans l'intervalle vide qui se trouve entre lui et le moule. La portion de pâte employée est calculée pour remplir cet espace. Au fond du moule se trouve un disque conique mobile, plus large en dedans qu'en dehors, et rodé comme une soupape ; il sert à repousser le creuset moulé, dès que le mandrin est enlevé. Les creusets dont on se sert au laboratoire de la monnaie de Paris sont préparés de cette manière avec deux parties d'argile de Forges calcinée, réduite en poudre, et une partie de la même argile crue. Le moulage des grands creusets ne peut s'effectuer de cette manière; l'eau contenue dans la pâte se sépare alors çà et là, et forme des soufflures. Il est d'ailleurs difficile de détacher le creuset du moule aussitôt qu'il a été comprimé, sans le déformer ou y produire quelques lézardes.

On peut aussi couler les creusets dans des moules de plâtre, par le procédé que M. Cameron a indiqué. Pour cela on délaie de l'argile crue dans l'eau, de manière à former une bouillie claire qu'on passe au travers d'un tamis de soie. On laisse déposer pendant quelques heures, on décante l'eau surnageante, on ajoute alors au résidu sept parties de sable ou de ciment fin pour dix-sept d'argile.

La bouillie terreuse étant préparée, on remplit les moules de plâtre, parfaitement secs; au bout d'une demi-heure on décante la portion liquide. On laisse un peu sécher la couche qui s'est attachée au moule, puis on emplit et on décante une deuxième fois ; si l'on veut augmenter l'épaisseur, on peut répéter encore l'opération ; si les

moules sont faits de deux pièces, dès que les creusets ont pris une consistance suffisante pour être sortis des moules, on peut séparer les pièces et démouler. On fait sécher les moules avant de s'en servir de nouveau.

Enfin, pour les creusets de grande dimension, on forme avec la pâte argileuse des cylindres pleins, qu'on fore ensuite lorsqu'ils ont pris un peu de consistance à l'aide d'une mèche ou d'une cuillère de forme convenable.

Lorsque les creusets sont secs on les fait cuire dans un four à poteries; en général, on doit éviter de les chauffer au point de vitrifier un peu leur surface, car ils sont alors plus cassans; il suffit qu'ils aient pris assez de consistance pour supporter les transports quand on ne les emploie pas sur les lieux. Ils achèvent de se cuire dans l'opération même à laquelle ils sont destinés.

Les creusets compactes peuvent être réfractaires et imperméables, mais ils sont toujours sujets à se casser lorsqu'on les laisse refroidir. On les prépare soit au moyen d'un ciment très-fin d'argile apyre, quand on veut qu'il soient réfractaires, soit en se servant d'une argile un peu fusible. Un mélange de 2 parties d'argile réfractaire calcinée et réduite en poudre très-fine, et de 1 partie de la même argile crue, donne des creusets compactes. L'argile de Saveignies, près Beauvais, sans mélange de sable, de tessons, ni d'argile cuite, donne seule des creusets très-compactes si l'on pousse la cuisson jusqu'au point où la terre éprouve un commencement de vitrification.

Ces creusets ne sont pas très-réfractaires; ils exigent beaucoup de précautions lorsqu'on les chauffe et qu'on les laisse refroidir; il sont fort sujets à se casser, pour peu que les changemens de température ne soient pas très-gradués; mais ils se laissent moins aisément traverser par tous les corps qui, à l'état de fusion, sont capables de mouiller l'argile.

Des tuiles, des carreaux et autres terres cuites.

1510. La fabrication des tuiles et carreaux peut se faire avec toute espèce de terre argileuse. On n'a besoin ni d'une pâte fine, ni d'une argile infusible, les objets qu'il s'agit de préparer peuvent donc l'être avec des terres très-variées.

Pour gâcher la terre argileuse, on la met dans un cuvier en bois ; un axe perpendiculaire qui traverse le cuvier est muni de rayons disposés en spirale, desquels partent des couteaux parallèles à l'axe. Ils sont mus par un cheval et coupent en morceaux l'argile qui y est enfermée. On fait sortir la pâte de la boîte par une porte latérale ; elle est pétrie par des femmes et réduite en plaques qui sont portées au mouleur. Quand le mouleur veut former une tuile plate et rectangulaire, il place sa terre préparée dans un moule de bois formé de quatre règles : celle d'une des extrémités a une échancrure carrée. La saillie produite à l'un de ses bouts, par l'échancrure du moule, est relevée avec le doigt par l'apprenti ; elle devient le crochet qui sert à l'attacher aux lattes des couvertures. On porte ces tuiles sur l'aire de l'atelier pour leur faire prendre un commencement de dessication ; lorsqu'elles ont acquis la consistance nécessaire, un ouvrier, placé à cheval sur un banc, les bat l'une après l'autre sur le plat et sur le tranchant, et les dispose en haie.

On fait subir aux carreaux les mêmes opérations ; mais pour rendre leurs côtés égaux et leurs arêtes vives, on les applique, lorsqu'ils ont été moulés et qu'ils sont presque secs, contre un modèle ou forme en bois dont les bords sont revêtus d'une lame de fer ; on enlève avec un instrument tranchant tout ce qui excède ces bords.

Les tuiles et les carreaux se cuisent dans des fours rectangulaires terminés en haut par une voûte surbaissée et percée de carneaux. Le combustible se place dans un foyer

placé en bas sur un des côtés. Ces fours peuvent être du reste variés de bien de manières. Ordinairement les pièces reposent sur un sol grillé au travers duquel leur arrive la flamme.

Dans un four qui contient seize milliers de tuiles, il faut quarante heures pour les cuire, et trois jours pour laisser refroidir le fourneau.

Quand on veut donner aux tuiles ou aux carreaux cette couleur gris de fer qu'on leur trouve en Hollande, on les enfume. Pour cela, lorsqu'elles sont suffisamment cuites, mais pendant qu'elles sont encore rouges, on jette dans le foyer de petits fagots de bois vert munis de leurs feuilles; on muraille aussitôt les ouvertures du foyer, et on ferme toutes les ouvertures supérieures avec des carreaux; on recouvre le tout d'une couche épaisse de sable mouillé; on ne défourne qu'au bout de dix jours. Les tuiles ont pris alors la teinte gris de fer qu'on veut leur donner.

La porosité des tuiles les rendant capables d'absorber l'eau, les gelées les détruisent promptement, et les mousses y croissent avec facilité; pour s'opposer à cette double cause de destruction on les vernit.

C'est surtout en Hollande qu'on leur donne cette façon: on prend vingt parties de litharge broyée et trois de manganèse, on y ajoute de l'argile délayée dans l'eau, de manière à faire du tout une bouillie assez épaisse pour qu'une petite balle d'argile ne s'y enfonce point. On verse de cette composition sur une des faces de la tuile crue et bien sèche, mais on a soin de ne pas en mettre dans les endroits où les tuiles doivent se toucher dans le four. On les place dans la partie du four où il y a le plus de chaleur.

Des briques.

1511. Les briques ont des usages tellement variés qu'on doit s'attendre à trouver de grandes différences dans les ter-

res destinées à leur préparation. Tantôt les briques sont considérées comme des matériaux de construction propres à remplacer la pierre à bâtir. Dans ce cas, elles n'ont besoin que d'une faible cuisson, et leur pâte peut être fort grossière. Dans d'autres cas, on ne les fait entrer dans les bâtimens que pour les tuyaux de cheminée, et alors il est convenable de les faire d'une argile capable de résister au feu, de les cuire à une température un peu plus haute et enfin de leur donner assez de soin pour qu'il ne s'y trouve pas de grandes crevasses. D'autres fois enfin, les briques sont plus particulièrement destinées aux constructions pyrotechniques, et alors il faut non-seulement qu'elles puissent résister à une haute température, mais encore qu'elles soient propres à supporter sans altération l'action des fondants très-énergiques.

Il y a peu de pays qui ne puissent fournir de l'argile propre à faire des briques. Les pays d'attérissement, dans lesquels on ne trouve pas de pierres, sont précisément ceux qui offrent le plus constamment cette argile. En Hollande on ramasse, avec des filets en forme de poche, le limon qui se repose au fond et sur les bords de la rivière d'Yssel; on le fait entrer dans la composition des briques.

L'argile plastique ne peut être employée seule pour faire des briques; elles se déformeraient par la dessication ou la cuisson. D'ailleurs il n'est pas toujours nécessaire de choisir pour cette opération une argile aussi infusible.

Lorsque l'argile est trop tenace, il faut la dégraisser par une addition assez forte de sable. Si l'argile que l'on emploie n'est ni calcaire ni trop ferrugineuse, et que le sable que l'on y ajoute ne soit point calcaire, on fait des briques qui peuvent être cuites à une haute température sans se fondre. Elles acquièrent une telle dureté qu'elles font feu avec les instrumens d'acier; elles sont d'une longue durée, et sont les seules que l'on puisse employer dans la construction des fourneaux qui doivent éprouver une violente

action du feu : telles sont les briques dites de Bourgogne faites avec l'argile plastique.

La terre franche, c'est-à-dire, la terre végétale jaunâtre la plus commune, qui est composée de sable, de craie et d'argile, peut servir dans beaucoup de lieux à faire des briques; mais ces briques sont poreuses, friables, durent très-peu, et ne pourraient supporter une haute température sans se fondre.

Les briques qui sont employées à la construction de presque toutes les maisons de Londres, sont faites avec la terre du lieu même sur lequel on bâtit. On y ajoute des cendres de houille passées au tamis.

Lorsque la terre est extraite, on la laisse ordinairement pendant plusieurs mois à l'air; elle y est exposée à la gelée, au soleil, à la pluie, etc. Quand on veut l'employer, on la détrempe légèrement, et peu à peu; on la place sur un sol uni : un ouvrier la pétrit en marchant dessus pieds nus. Cette opération se fait à deux ou trois reprises.

L'argile à briques est alors en état d'être moulée.

Les moules sont des rectangles de bois, composés seulement de quatre côtés perpendiculaires : ils sont quelquefois assez longs pour qu'on puisse y mouler deux briques à la fois; une traverse de bois sépare les deux briques. Le mouleur sable les moules, et les place sur une table dont la surface est également couverte de sable, afin que l'argile ne s'y attache pas. Il remplit chaque moule d'une masse d'argile, qu'il y comprime; il enlève l'excédant avec la main, et unit la surface supérieure avec une espèce de couteau de bois qu'on nomme *plane*. Quand la brique ou les deux briques sont faites, un apprenti les transporte avec le moule sur le sol très-uni de la briqueterie; il tient le moule de champ, afin que les briques n'en glissent pas; il les fait sortir du moule en le retournant; il les dépose

en rang, pour les faire sécher, sur une place unie et sablée.

L'opération du moulage est très-prompte. Un bon mouleur peut faire neuf à dix milliers de briques dans sa journée.

Aussitôt que les briques ont assez de consistance pour se laisser prendre, sans être déformées, on les pare, c'est-à-dire qu'on enlève avec des couteaux les bavures du moule; on les place ensuite les unes sur les autres, et on en forme une espèce de muraille à claire-voie, pour qu'elles finissent de se sécher entièrement. Une dessication trop prompte nuit aux briques; l'eau de la pluie leur nuit encore plus: il faut les mettre à l'abri de ces deux accidens. On obvie au second en les couvrant avec des paillassons.

Le fourneau pour cuire les briques au charbon de terre se construit avec les briques mêmes qu'on veut cuire, le pied du fourneau ou la base est la seule partie qui soit faite avec des briques cuites. Elle est formée de sept assises; on pratique dans cette base des canaux voûtés, longitudinaux et parallèles, où se place le bois qui doit allumer le charbon de terre; toutes les briques sont posées de champ; celles de chaque nouvelle assise croisent à angle droit celles de l'assise inférieure; au-dessus du pied du fourneau, fait de briques cuites, se placent les briques crues. On répand entre la sixième et la septième assises une couche de houille. On met le feu au bois placé dans les canaux ou foyers, et on allume ce fourneau dès ce moment même. L'enfourneur continue d'élever le fourneau en y plaçant de nouvelles assises de briques et de nouvelles couches de charbon, qu'il répand également de trois en trois assises. Il a soin de construire les parois ou les paremens du fourneau avec une grande régularité, pour qu'ils ne s'écroulent pas à mesure qu'il les élève; il les revêt ex-

térieurement d'un placage d'argile mêlée avec beaucoup de sable, afin qu'il ne se fende pas trop.

Les briques des assises inférieures cuisent donc pendant que l'enfourneur place celles des assises supérieures.

Ce fourneau, étant construit en plein air, est assez difficile à conduire; les coups de vent lui nuisent. On l'abrite, en ouvrant ou fermant, selon le besoin, les canaux ou foyers inférieurs dans lesquels on a placé le bois qui a servi à allumer le charbon.

Les briques de l'intérieur étant toujours plus cuites que celles des bords ou paremens, et prenant plus de retraite, le fourneau s'affaisse davantage dans son milieu que sur ses bords, l'enfourneur, pour rétablir l'équilibre, élève les bords moins que le milieu; ce qu'il fait en inclinant ou en mettant à plat les briques voisines du parement, tandis qu'il met de champ celles du milieu.

Une fournée est composée d'environ quatre cent milliers de briques; il faut 20 à 25 jours pour la cuire.

Dans la cuisson des briques au moyen du bois, les foyers sont inférieurs et même enfoncés dans le sol; ils consistent en deux ou trois canaux, selon la grandeur du fourneau, voûtés et parallèles. La voûte de ces canaux, au lieu d'être pleine, est composée de neuf à douze arceaux transversaux, qui laissent entre eux une fente assez large. C'est par ces fentes que la flamme du combustible mis dans les foyers doit pénétrer dans le corps du fourneau. Le corps du fourneau placé directement au-dessus des foyers est un prisme à quatre pans; ces pans ou murailles sont construits solidement en briques cuites. Il y a quelquefois une double muraille extérieure, et l'espace entre les deux murailles est rempli de matériaux divers. Cette disposition concentre la chaleur. Le corps de ce fourneau est rempli de briques à cuire; elles y sont placées de champ et laissent entre elles un peu d'espace; les briques de chaque assise croisent celles de l'assise inférieure; on

élève ordinairement la masse des briques à cuire d'un mètre environ au-dessus des murs qui forment les parois du fourneau. On commence par faire très-peu de feu dans les foyers, on l'augmente ensuite jusqu'à porter au rouge blanc les ouvertures de ces foyers. Le feu dure en tout environ trois ou quatre jours.

On cuit en Hollande des briques avec la tourbe. Le fourneau dans lequel on les place est un bâtiment à peu près carré, de cinq mètres de hauteur, formé de quatre murs qui ont deux mètres d'épaisseur, et qui sont faits en briques. Une porte est ouverte dans l'un de ces murs; les deux murs à droite et à gauche de la porte sont percés, vers leur base, de six à huit ou même douze ouvertures longitudinales, situées exactement en face l'une de l'autre.

On place sur le sol du fourneau quelques assises de briques cuites; elles y sont posées de champ; on laisse vis-à-vis des ouvertures un canal qui va de l'une à l'autre, qui se rétrécit vers le haut, et qui est transformé à la dernière assise en une voûte en ogive très-étroite; ces voûtes sont les foyers destinés à recevoir la tourbe. Lorsque le fourneau est chargé complétement, on muraille la porte et on ferme toutes les ouvertures des foyers du même côté; on y introduit alors la tourbe, qui est celle de Frise à gros brins; elle donne une flamme plus longue et plus claire, et produit moins de cendre que les autres qualités de tourbe.

Lorsque le côté du fourneau par lequel on jette la tourbe est suffisamment chauffé, on ferme les ouvertures de ce côté, et on ouvre celles du côté opposé, par lequel on introduit alors le combustible. Le fourneau est en feu pendant trois ou quatre semaines; on le laisse refroidir pendant trois autres semaines, et on défourne les briques.

Les briques perdent de leur poids en se séchant et en cuisant; cette perte doit être très-différente selon les diverses qualités; on peut évaluer la perte qu'éprouvent cer-

taines briques en passant du moulage à une dessication complète à 0,23, et à 0,05 en passant de cette dessication à une cuisson parfaite.

Les bonnes briques sont sonores, sans boursouflures ni vides ; elles doivent être assez dures pour faire feu avec les instrumens d'acier.

Les usages des briques sont extrêmement multipliés ; elles tiennent lieu de pierres dans tous les lieux où ces matériaux manquent. On en fait une consommation prodigieuse à Londres, dans une grande partie de l'Angleterre, et en Hollande. Dans ce dernier pays on les emploie à tout, même à paver les chemins.

CHAPITRE XII.

Peinture en couleurs vitrifiables. — Peinture sur porcelaine, sur verre, sur faïence, sur émail. Application des métaux sur ces diverses matières.

1512. Tout le monde sait qu'on parvient à fixer sur les poteries, le verre et les émaux des couleurs variées, brillantes et capables de résister à l'action de l'air, de l'eau et même à celle de quelques agens plus énergiques. C'est en se procurant des mélanges fusibles colorés par divers oxides métalliques que l'on arrive à ce résultat. Ces couleurs fusibles ne sont en général autre chose que des verres siliceux ou boraciques dans lesquels on introduit l'oxide colorant. Celui-ci pendant la fusion du borate ou du silcate est enveloppé par lui, et forme une couleur d'apparence homogène. Si le mélange coloré réduit en poudre est appliqué au pinceau sur le corps qu'on veut peindre, en soumettant le tout à l'action du feu le verre s'attachera en fondant, à la substance sur laquelle on l'a placé.

Il résulte de là que les couleurs vitrifiables ne doivent être appliquées que sur des corps qui se laissent mouiller par elles quand elles sont liquéfiées; qu'elles ne peuvent s'obtenir qu'avec des matières fusibles; qu'on ne peut les préparer avec des substances volatiles ou décomposables par le feu; que ces couleurs doivent être plus fusibles que les substances sur lesquelles on les applique; qu'elles doivent être à peu près également dilatables au feu que celles-ci, pour que le refroidissement n'y cause pas des tressaillures après la cuisson; enfin que ces couleurs doivent être par elles-mêmes inaltérables à l'air et insolubles dans l'eau, ou du moins capables de le devenir par la réaction de la matière qui les supporte.

Ces conditions limitent déjà singulièrement le nombre des matières susceptibles d'être employées dans ce genre de peinture. Il en est d'autres non moins importantes qui restreignent encore la liste des produits sur lesquels pourrait porter le choix. En effet, diverses matières colorées réagissent les unes sur les autres par la chaleur; leur nuance se perd ou s'altère, et comme elles pourraient se trouver mélangées à l'emploi, il est prudent de les proscrire ou d'en réserver l'application à quelques cas fort rares.

Si à ces considérations, on ajoute celles qui se lient à la nature de la matière sur laquelle on veut peindre, on concevra combien le nombre des couleurs d'un emploi certain est limité. La porcelaine contient de la potasse qui réagit sur certaines couleurs; le verre contient aussi des alcalis capables de produire le même effet; la faïence et l'émail agissent par leur oxide de plomb, sur beaucoup d'entre elles, et dans ce dernier cas surtout, la pratique révèle une foule de singularités auxquelles il serait difficile d'appliquer une théorie assurée.

Enfin, la peinture sur verre destinée à décorer de grandes fenêtres, doit en général être vue par transparence.

Les couleurs qu'on y emploie doivent donc être transparentes aussi ; ce qui n'est pas nécessaire pour la peinture sur porcelaine, faïence ou émail. On pourrait même dire que dans ce dernier cas on cherche le contraire, afin de conserver aux teintes une pureté et une netteté qui seraient détruites par les reflets provenant du fond blanc sur lequel on les aperçoit. Si la lumière pouvait pénétrer jusqu'à celui-ci, elle éprouverait une réflexion à la surface de la couleur et une autre au-dessus ; ce qui rendrait l'image confuse.

1513. Les matières qu'on emploie dans ce genre de peinture, sont :

Pour le bleu... — L'oxide de cobalt.
Pour le rouge. — Le protoxide de cuivre, le pourpre de Cassius, le peroxide de fer.
Pour le vert... — L'oxide de chrôme, le bioxide de cuivre, un mélange d'oxide de cobalt, d'acide antimonieux et d'oxide de plomb.
Pour le jaune. — L'oxide d'urane, le chromate de plomb, certaines combinaisons d'argent, enfin des composés d'acide antimonieux et d'oxide de plomb, ou bien encore du sous-sulfate de fer.
Pour le violet. — Le protoxide de manganèse, le pourpre de Cassius.
Pour le noir. — Un mélange d'oxide de fer, d'oxide de manganèse et d'oxide de cobalt.
Pour le blanc. — L'émail ordinaire.

La température à laquelle cuisent ces diverses couleurs varie beaucoup. La plupart s'appliquent à un feu qui n'atteint pas le point de fusion de l'argent, d'autres exigent le degré de chaleur auquel se cuit la porcelaine elle-même. De là, on le conçoit, de grandes variations dans la nature du véhicule vitrifiable ou *fondant*. Il sera donc

plus facile de préciser tous les détails, qui se rattachent à cette branche curieuse de la chimie, en décrivant ses diverses applications ; c'est ce que nous allons faire, en commençant par la peinture sur porcelaine dure.

Peinture sur Porcelaine dure.

1514. Les couleurs que reçoit la porcelaine dure sont de deux sortes. Elles s'appliquent les unes et les autres sur la porcelaine blanche déjà cuite et vernie. Mais les unes doivent subir la haute température nécessaire à la cuisson de la porcelaine même, les autres sont cuites à une chaleur rouge, qui n'atteint pas le point de fusion de l'argent. Les premières sont désignées sous le nom de couleurs de *grand feu*; les secondes sous celui de *couleurs de moufle*, parce qu'elles se cuisent en effet, dans des moufles destinées à les garantir de l'action directe de la flamme et de celle des cendres que fournit le combustible. Les premières sont peu nombreuses, les autres le sont au contraire assez.

1515. *Couleurs de grand feu.* Il est si peu de substances colorées qui soient capables de résister, sous les influences de la silice et de l'air, à l'action du feu nécessaire à la cuisson de la porcelaine dure, que l'on n'a pu produire que trois couleurs de grand feu. Ce sont, le bleu fait avec l'oxide de cobalt, le vert fait avec l'oxide de chrôme, et le brun produit par des mélanges d'oxide de manganèse et d'oxide de fer. En général, ces couleurs sont destinées à former des fonds unis. La vitrification parfaite qu'elles éprouvent les rend capables de pénétrer profondément le vernis de la porcelaine, de sorte que les traits formés avec ces couleurs ont toujours des bavures sur les bords. L'oxide de chrôme, cependant, produit des traits fort nets, et pourrait par cela même, fournir des teintes arrêtées. La température qu'on emploie étant capable de fondre le felspath, c'est ce corps lui-même qu'on emploie comme fondant.

Voici les dosages des principales couleurs de ce genre.

Bleu indigo. . . .	Oxide de cobalt.	4 parties.
	Felspath.	7

On pile les matières et on les tamise quatre fois au moins, dans un tamis de crin. On les met en fusion dans un creuset au grand feu, dans l'étage inférieur du four à porcelaine.

Bleu pâle. . . Oxide de cobalt. . . . . 1 partie.
Felspath. 30

On le prépare comme le bleu indigo.

M. Brongniart a observé que le bleu de cobalt, outre la faculté dont il jouit de pénétrer profondément le vernis, possède celle de se volatiliser. Ainsi, un vase blanc placé à côté d'un vase bleu, prend une teinte bleuâtre très-prononcée sur la face qui est en regard de la pièce bleue. Le bleu de cobalt offre de nombreux accidens. Quelquefois, la couleur se rassemble toute, en grosses gouttes, comme un corps gras sur un corps mouillé et le vase reste blanc par places. Quelquefois, le bleu devient mât et coque d'œuf, c'est-à-dire, grenu à sa surface. Quelquefois, il est rempli de grains métalliques, etc. On ne connaît point les causes de ces accidens et par suite on ignore les moyens de les éviter.

Vert. . . L'oxide vert de chrôme est employé pur sur la porcelaine cuite en couverte et cuit au grand feu.

Le vert de chrôme ne pénètre jamais la couverte. Il y adhère, en conséquence, moins que le bleu de cobalt. Aussi, quelquefois il arrive que le vert se détache de la pièce.

Vert bleuâtre. . . . Oxide de cobalt. . . . . 3 parties.
Oxide de chrôme 1

Mêlez avec un dixième de felspath. On emploie cette couleur broyée mais non fondue, seulement bien mêlée.

Avec des mélanges d'oxides de fer et de manganèse à diverses proportions, on fait du brun et en ajoutant à ces mêmes oxides de l'oxide de cobalt on fait du noir au grand feu. Le noir très-beau, est fort difficile à obtenir.

1516. *Couleurs de moufle.* Celles-ci sont cuites à une température qui ne s'élève pas jusques au point de fusion de l'argent. Elles se cuisent dans un fourneau à moufle comme leur nom l'indique; cette moufle a été faite en fonte, mais on a renoncé à cet usage, et aujourd'hui toutes les moufles sont en terre cuite. On chauffe la moufle au bois.

La basse température à laquelle s'opère la cuisson de la peinture sur porcelaine, exige que les couleurs qu'on y affecte, soient très-fusibles; il est fâcheux que cette température ne puisse être portée plus haut, car les peintures en deviendraient plus solides ou plus brillantes, mais on est limité par les couleurs qui s'obtiennent avec le pourpre de Cassius. Cette couleur ne peut supporter sans s'altérer, qu'un degré de feu déterminé; on a donc calculé la composition des autres, de telle manière qu'elles pussent

toujours se cuire en même temps que le pourpre lui-même.

Les couleurs de moufle ne pénètrent point la couverte de la porcelaine et il est aisé de s'en convaincre. Si on fait bouillir, en effet, de la porcelaine peinte et cuite avec de l'acide nitrique, toute la couleur se dissout, et la porcelaine blanche, reparaît, à peine ternie, par un léger dépoli. On conçoit, d'après cela, que la couverte de la porcelaine dure, réagit peu sur la couleur qu'on y applique; on conçoit aussi que cette couleur ne peut point s'affaiblir en se délayant dans la couverte; enfin on est conduit à prévoir que si la couleur n'est pas altérable par elle-même au feu, elle y doit conserver sa nuance primitive. Le principe de la peinture sur porcelaine dure se réduit donc à souder, par la chaleur, à la lame de couverte, une lame de peinture fusible douée d'une dilatation aussi égale que possible, à celle de la couverte et à celle de la porcelaine elle-même.

Du reste, on se formera de la peinture sur porcelaine une idée fort nette, en admettant que dans la plupart des cas, le peintre se propose de peindre à l'huile, mais avec une huile qui n'est liquide qu'à la chaleur rouge. Le fondant fait ici fonction d'huile; il enveloppe la couleur et sert à la coller sur la couverte de la porcelaine; il n'agit pas plus sur elle que la couverte elle-même, dans la plupart des cas. La couleur est donc mécaniquement mêlée au fondant; il faut donc avoir seulement une couleur qui ne s'altère pas au feu, qui ne se dissolve pas dans le fondant, qui ne se combine même pas avec lui, mais qui soit propre à s'en laisser mouiller; il faut que le fondant soit en outre capable de mouiller la couverte de la porcelaine, et qu'il ait avec elle les rapports convenables de dilatation.

Il y a donc ici une distinction importante à établir, et elle l'est d'autant plus qu'on est loin, en général, de se former une idée nette de la question. Sous le nom de couleurs vitrifiables, on confond la couleur elle-même, et son fondant; on considère ces deux substances comme capables de s'unir chimiquement par la fusion, et comme formant après celle-ci un composé homogène. Nous admettons au contraire, que dans la plupart des cas, mais seulement pour les couleurs de moufle, il faut bien distinguer

la couleur, du véhicule ou fondant, qui n'agit que d'une manière mécanique sur elle.

Le véhicule ou fondant qu'on emploie, doit donc varier avec la couleur ; mais comme en définitive, toutes les couleurs doivent être susceptibles de se mêler, les variations du fondant sont limitées. En général, on emploie comme fondant du silicate simple de plomb, ou bien un mélange de silicate de plomb et de borax, ou, ce qui revient au même, du silicate et du borate de soude et de plomb. L'expérience a montré que l'on ne pouvait point se servir de soude ou de potasse pour remplacer le borax ; c'est-à-dire qu'on ne peut se servir comme fondant du cristal ordinaire, par exemple, ou de tout autre silicate de potasse ou de soude et de plomb. On le conçoit, aisément quand on sait avec quelle facilité la base alcaline de ces silicates se déplace pour former d'autres composés ; la présence de l'acide borique est donc indispensable ici, comme moyen de fixer les alcalis. Quelle qu'en soit la cause, du reste, on sait par expérience, que la potasse ou la soude font écailler les couleurs.

Quand on s'est procuré le fondant, on le mêle en proportion convenable avec la matière colorante ; tantôt le mélange est employé directement ; tantôt on lui fait subir une fusion préalable. A cet égard, il est en effet des distinctions à établir : quand la couleur est très-facile à altérer par la chaleur, il faut éviter cette fusion préalable et se contenter de celle qui a lieu au moment de la cuisson ; quand au contraire, la couleur ne prend son ton qu'à une température plus élevée que celle qu'on fait subir à la porcelaine, cette fusion préliminaire est indispensable.

1517. Voici les proportions des divers fondans qui se réduisent à trois : le fondant rocaille, le fondant aux gris et le fondant des carmins et verts.

N° 1. Fondant rocaille. . .	Minium.	3 parties.
	Sable blanc d'Étampes lavé.	1

On fond ce mélange qui se trouve converti en un verre jaune verdâtre. C'est donc un simple silicate de plomb, dans lequel l'acide contient deux fois et demi l'oxigène de

la base. Cette composition fait à peu près en atomes :

1 at. oxide de plomb	=	1392
2 at. 1/2 silice	=	461
1 at. rocaille	=	1853

N° 2. Fondant aux gris. . . Fondant rocaille. . . . 8 parties.
Borax calciné en poudre. 1

On fond ce mélange. Ici les acides contiennent trois fois l'oxigène des bases et cette composition donnerait en atomes :

6 at. rocaille	= 11118	ou bien	15 at. silice
1 at. borax	= 1262		2 at. acide borique
			6 at. oxide de plomb.
			1 at. soude.

N° 3. Fondant de carmins et verts... Borax calciné 5 parties.
Pierre à fusil calcinée 3
Minium pur. 1

On fond ce mélange, dans lequel les acides contiennent huit fois l'oxigène des bases. Cette composition calculée, donnerait :

1 at. oxide de plomb	= 1394	ou bien	20 at. silice
20 at. silice	= 3850		10 at. acide boriq.
5 at. borax	= 6310		5 at. soude
			1 at. ox. de plomb.

A ces trois fondans, on peut en ajouter un quatrième ; mais sa nature est tout-à-fait différente.

N° 4. Fondant pour l'or métallique. C'est du sous-nitrate de bismuth précipité par l'eau et bien lavé ; on y ajoute quelquefois 1/12 de borax fondu ; on met 1/12 de ce fondant dans l'or.

1518. La composition de ces fondans se laisse représenter par des formules atomiques assez simples ; mais celles-ci sont bien peu utiles jusques à présent. Relativement à leur fusibilité, les numéros en présentent l'échelle ; le numéro un est le moins fusible, le numéro trois l'est le plus. Voyons maintenant comment les couleurs s'associent à ces fondans.

PROCÉDÉS *pour les couleurs, avec les numéros en usage à la manufacture de Sèvres.*

N° 2. *Blanc.* . . C'est l'émail blanc en pain, du commerce.

N° 3. *Blanc gorge.* . . Le fondant rocaille n° 1 et le fondant n° 3. On les mêle à parties égales.

N° 10. *Gris.* . .	Fondant rocaille n° 1.	12 ou 13 parties.
	Bleu foncé de roi.	1
	Email noir.	2
	Jaune jonquille.	4
	Blanc d'émail n° 2	1

Cette couleur est seulement triturée intimement.

N° 12. *Gris* de fumée. . .	Manganèse	1 partie.
	Id. légèrement calciné. .	1
	Fondant n° 1 (rocaille). .	3
	Borax fondu.	1

On ajoute quelquefois un peu d'oxide de cobalt ; on triture seulement.

N° 14. *Gris jaunâtre*, pour les bruns et rouges.

Jaune pour bruns, n° 4 B.	1 partie.
Bleu pour les bruns, n° 28.	1
Oxide de zinc.	2 ou 3
Fondant aux gris, n° 2.	5

On ajoute quelquefois un peu de noir, selon le ton que le mélange donne. Les proportions de bleu et de jaune varient.

N° 15. *Gris bleuâtre*, pour mélanges.

Bleu fondu fait préalablement avec trois parties de fondant, n° 1, et une partie d'oxide de cobalt.	8 parties.
Oxide de zinc.	1
Violet de fer n° 66	1
Fondant, n° 2	3

On triture et ajoute un peu de manganèse pour rendre plus gris.

N° 19. *Noir grisâtre*, pour mélanges.

Jaune d'ocre, n° 50 A.	15 parties.
Oxide de cobalt. . . .	1

Triturez et frittez dans un creuset, jusqu'à ce qu'il ait le ton désiré. On ajoute un peu d'oxide de manganèse pour l'avoir plus noir, quelquefois un peu plus d'oxide de cobalt.

N° 19. *Noir foncé.* . . Oxide de cobalt		2 parties.
	Oxide de cuivre	2
	Oxide de manganèse	2
	Fondant rocaille.	6
	Borax fondu.	1/2
	Fondez et ajoutez... Oxide de manganèse	1
	Oxide de cuivre	2

Triturez, sans fondre.

Bleus. On les obtient avec le silicate de cobalt. Il faut en effet que l'oxide de cobalt soit à l'état de silicate, pour que la couleur bleue se développe. La couleur, une fois faite, est inaltérable à toutes les températures qu'on peut lui faire éprouver.

N° 22. *Bleu d'indigo.* . .	Oxide de cobalt.	1 partie.
	Fondant n° 3.	2

On ajoute, si cette couleur écaille 1/4 de partie, du fondant rocaille fondu.

N° 23. A. *Bleu turquoise.* . .	Oxide de cobalt. . . .	1 partie.
	Oxide de zinc.	3 ou 4
	Fondant, n° 2.	6

Fondez et coulez. Si elle n'est pas assez verdâtre augmentez le zinc et le fondant.

N° 24. *Bleu d'azur.* . . .	Oxide de cobalt	1 partie.
	Oxide de zinc.	2
	Fondant n° 2.	8

Fondez.

N° 24 A. *Bleu d'azur foncé.*	Oxide de cobalt	1 partie.
	Oxide de zinc	2
	Fondant aux gris. . . .	5

La beauté de cette couleur dépend de la dose de fondant. Il en faut mettre le moins possible; il faut cependant qu'elle soit brillante. On en met quelquefois moins que la dose indiquée.

N° 26. *Bleu violette,* pour fond...	Bleu, n° 28	4 parties.
	Violet d'or, n° 65.	2

On ajoute plus ou moins de violet. Triturez sans fondre.

N° 27. *Bleu lavande* pour fond. . .	Bleu de ciel, n° 28	4 parties.
	Violet d'or, n° 65.	3

Quelquefois on ajoute un peu de carmin. Triturez sans fondre.

N° 28. *Bleu de ciel*, pour les bruns... Oxide de cobalt. 1 partie.
Oxide de zinc.. 2
Fondant n° 2.. 12

Triturez, fondez et coulez.

Verts. On les obtient avec l'oxide de chrôme, ou bien avec le deutoxide de cuivre, ou bien avec des mélanges d'oxide de chrôme et de silicate de cobalt, quand on veut des tons bleuâtres. Quand ces verts contiennent de l'oxide de cuivre, ils ont besoin d'une fusion préalable, car ce n'est qu'à l'état de silicate ou de sel, en un mot, que cet oxide donne du bleu. Les verts de cuivre disparaissent entièrement au grand feu.

N° 32. *Vert d'émeraude*... Oxide de cuivre. . . . . 1 partie.
Acide antimonique. . . . 10
Fondant n° 1. 30

Triturez et fondez.

N° 34. *Vert bleuâtre*. . . Oxide de chrôme vert. . . 1 partie.
Oxide de cobalt. 2

Triturez et fondez au grand feu. Le produit est un culot peu fondu dont on enlève la portion qui touche au creuset; on pile ce culot et on y ajoute 3 parties de fondant n° 3, pour 1 du culot.

N° 35. *Vert pré*. . . Oxide de chrôme vert. . . . . 1 partie.
Fondant n° 3. 3

Triturez et fondez.

N°s 36, 37 et 38. *Verts dragon, pistache et olive*. Ils se font avec l'oxide de chrôme, mêlé au fondant n° 3, avec additions de jaune foncé ou clair n° 41 B ou 43, en tâtant les proportions.

Jaunes. On les obtient communément, au moyen de l'acide antimonique et de l'oxide de plomb. C'est le jaune de Naples ou à peu près. On ajoute quelquefois de l'acide stannique, et de l'oxide de zinc et souvent aussi du sous-sulfate de peroxide de fer préparé en exposant à l'air des dissolutions étendues de proto-sulfate de fer.

Ces couleurs ne changent pas à la moufle, mais elle disparaissent presque entièrement au grand feu. Elles sont faciles à altérer par la fumée; l'oxide de plomb se réduit alors et donne un gris sale.

On a fait des jaunes avec le chromate de plomb, mais ils sont d'un emploi trop incertain. En Allemagne, on emploie l'oxide d'urane qui donne un beau jaune; mais en France, on a trouvé qu'il ne donnait rien de mieux que les jaunes connus.

No 41. *Jaune de soufre*... Acide antimonique. . . . 1 partie.
Sous-sulfate de péroxide de fer. 8
Oxide de zinc. 4
Fondant no 1. 36

Triturez et fondez; si cette couleur est trop foncée on diminue le sel de fer.

No 41. *Jaune fixe*, pour les touches.
Jaune no 41. 1 partie.
Email blanc du commerce. 2

Fondez et coulez. On y ajoute un peu de sable d'Etampes, si elle n'est pas assez fixe.

No 41 B. *Jaune*, pour les bruns et verts.
Acide antimonique . . . . 2 parties.
Sous-sulfate de fer. 1
Fondant rocaille. 9

On fond cette couleur, et on ajoute quelquefois un peu de jaune de Naples, si elle est trop tendre.

No 43. *Jaune foncé*, pour mêler avec les verts de chrôme.
Acide antimonique. . . . . 2 parties.
Sous-sulfate de fer. 1
Fondant no 1, rocaille. 10

Fondez et coulez. On peut augmenter un peu le sous-sulfate fer; les proportions de fondant varient.

No 42. *Jaune jonquille*, pour les fleurs.
Litharge. . . . . 18 parties.
Sable d'Etampes. 6
Calcine de parties égales de plomb et d'étain. . . 2
Sel de soude. 1
Acide antimonique. 1

Triturez et fondez.

No 46. *Jaune de cire*. . . Litharge. . . . . 18 parties.
Sable d'Etampes 4
Oxide d'antimoine, ... 2
Terre de Sienne. 2

Fondez. S'il est trop foncé on diminue la terre de Sienne.

No 46 A. *Jaune de cire fixe*. . . Le jaune no 46, mêlé sans fondre avec l'émail blanc ou le sable d'Etampes, pour le durcir. La quantité dépend de la fusibilité plus ou moins grande du jaune.

No 49. *Jaune nankin*, pour fonds.

Sous-sulfate de fer	1 partie.
Oxide de zinc	2
Fondant, no 1	10

Triturez.

No 49 A. *Jaune nankin foncé*.

Sous-sulfate de fer	1 partie.
Oxide de zinc	2
Fondant, no 2	8

Triturez, sans fondre.

No 50. *Jaune d'ocre pâle*. . .

Sous-sulfate de fer	1 partie.
Oxide de zinc	2
Fondant no 2	6

Triturez, sans fondre.

No 50 A. *Jaune d'ocre foncé* dit brun jaune.

Sous-sulfate de fer	1 partie.
Oxide de zinc	1
Fondant, no 2	5

Triturez, sans fondre.

No 50 B. *Jaune d'ocre brun*. . .

Jaune d'ocre, no 50 A.	10 parties.
Terre de Sienne	1

Mêlez, sans fondre.

No 51. *Jaune Isabelle*, pour fonds.

Jaune pour les bruns, no 42 B.	20 parties.
Rouge sanguin, no 58	1

No 52. *Jaune orangé*, pour fonds...

Chromate de plomb	1 partie.
Minium	3

Fondez.

No 54. *Rouge brique*...

Jaune, no 50 A.	12 parties.
Oxide de fer rouge	1

N° 58 A. *Rouge sanguin* foncé.

Sous-sulfate de fer calciné dans une moufle jusqu'à ce qu'il devienne d'un beau rouge capucine . . . 1 partie.
Fondant n° 2. 3

Mêlez, sans fondre.

Couleurs d'or. Ce sont des rouges carmin, des pourpres et des violets faits au moyen du précipité pourpre de Cassius dont nous décrirons la préparation dans l'histoire de l'or. Ces couleurs très-délicates sont les seules qui changent de teinte au feu. Non cuites, elles sont d'un violet sale qui se change en une teinte très-vive et très-pure par une cuisson modérée. A un feu plus fort, ces couleurs deviennent jaunâtres et disparaissent même complètement. Il faut mêler le précipité de Cassius avec beaucoup de fondant et il faut que ce mélange soit fait avec le précipité encore humide. Si on le laissait sécher, la couleur serait gâtée. Pour une partie de précipité pourpre, on en met six de fondant. Le précipité de Cassius seul, donne du pourpre. Mêlé de chlorure d'argent qui lui fournit du jaune, il donne un ton carmin. Avec un peu de bleu de cobalt, on le rend violet.

N° 59. *Carmin dur*. C'est le précipité d'or de Cassius, mêlé de fondant n° 3, et de chlorure d'argent fondu préalablement avec 10 parties de fondant n° 3. Les proportions varient. On broie le tout sur une glace, le précipité d'or étant humide.

N° 60. *Pourpre pur*. . . Le précipité d'or de Cassius, mêlé encore humide de fondant n° 3 et quelquefois d'un peu de chlorure d'argent fondu préalablement avec du fondant n° 3. Si le pourpre qu'on a préparé n'est pas assez fondant, on peut y ajouter du fondant, quand il est sec.

N° 65. *Violet foncé*. . . Le précipité d'or de Cassius; mais au lieu de fondant n° 3, on le mêle de fondant n° 1, rocaille. On y ajoute quelquefois un peu de bleu foncé n° 26 A.

Couleurs de fer. Outre le sous-sulfate de peroxide, on emploie le peroxide lui même à produire des roses, des rouges, des tons violacés et des bruns. Le peroxide pur peut produire les trois premiers tons, et on le conçoit aisément quand on sait que sa nuance varie du rose au violet foncé, selon la température à laquelle il a été soumis. Très-peu chauffé, il est rose ou rouge; au feu de forge, il devient violet. On le porte d'avance à la teinte voulue. Quand aux bruns de fer, ils exigent des mélanges.

Ces couleurs sont inaltérables à la moufle, mais elles disparaissent au grand feu, en grande partie. Dans le premier cas, l'oxide reste libre et dans le second, il s'unit à la silice. Un fondant ou une couverte trop fusibles, produisent le même effet.

N° 62. *Rouge de chair*... Le sulfate de fer mis dans de petits creusets et calciné légèrement donne l'oxide rouge convenable; on choisit dans les produits ceux qui ont le ton désiré. Tous les rouges de chair se font de cette manière, et ne varient que par

les coups de feu qu'ils reçoivent. Les n°s 62 A, 63, 64, etc., s'obtiennent ainsi. Les n°s 66 et 66 A se font en calcinant le sulfate de fer à la forge. Quand on a obtenu ces oxides de fer, rouges, roses, etc., on les mêle avec trois fois leur poids de fondant n° 2.

Bruns. On peut les obtenir avec divers mélanges de peroxide ou de sous-sulfate de fer avec de l'oxide de manganèse, du silicate de cobalt ou du silicate de cuivre. Ces couleurs inaltérables au feu de moufle, perdent de leur intensité au grand feu. On évite l'emploi de l'oxide de cuivre qui donne des couleurs moins stables.

N° 68. *Brun girofle*. . . La base de ce brun est le jaune d'ocre, N° 50 A, dans lequel on ajoute, soit de l'oxide de cobalt, *en petite quantité*, soit des terres d'Ombre ou de Sienne; on tâte les proportions selon le ton demandé.

N° 70. *Brun de bois*. . . Même procédé que pour le brun de girofle; seulement sans oxide de cobalt.

N° 70 A. *Brun de cheveux*... Jaune d'ocre, n° 50 A. 15 parties.
Oxide de cobalt. 1
Bien trituré et fritté pour lui donner le ton.

N° 73. *Brun de foie*. . . Oxide de fer fait au rouge brun, et mêlé de trois fois son poids de fondant n° 2. On y met un 10e de terre de sienne, s'il n'est pas assez foncé.

N° 75. *Brun sépia*... Jaune d'ocre foncé. . . . . . . 15 parties.
Oxide de cobalt. 1
On ajoute un peu de manganèse, s'il n'est pas assez foncé; on mêle bien toutes ces matières, et on fritte pour donner le ton.

1519. Les couleurs ainsi préparées, s'appliquent au pinceau après avoir été broyées sur une plaque de verre dépoli avec de l'essence de térébenthine ou de lavande épaissie à l'air. Avant de s'en servir, il faut toujours les essayer; pour cela on peint sur des plaques, avec la couleur pure ou mêlée, on cuit et on n'emploie la couleur qu'autant qu'elle a réussi.

1520. Pour cuire les peintures on se sert d'un fourneau à moufle (*Pl.* 35, *Fig.* 5, 6, 7, 8, 9.) Les moufles sont en terre. On en a fait en fonte dans le temps, mais elles ne sont plus employées. Autrefois, on se servait à Sèvres d'un fourneau fort économique, pour une manufacture qui travaillerait couramment. Nous l'avons représenté dans la

planche 37 (*Fig.* 1 et 2) et nous croyons pouvoir en recommander l'usage, partout où la cuisson peut avoir quelque continuité.

Les pièces peintes se placent dans les moufles, mais si ces dernières sont neuves, on les chauffe à vide, avant de s'en servir. En général, il faut se défier de l'influence des gaz qui traversent la moufle sur les couleurs. Une peinture placée, sans écran, trop près des parois de la moufle, devient terne et comme embue. Pour tous les objets de prix, il convient d'interposer des écrans en porcelaine.

1521. Comme les pièces peintes conservent encore beaucoup d'huile, il faut, quand la moufle est chargée, chauffer doucement pour volatiliser ou décomposer cette huile. On a soin de laisser ouverts les tuyaux de la porte et celui du sommet de la moufle. Il s'établit ainsi un courant d'air qui entraîne toute la vapeur ou qui la brûle; on ferme ensuite les tuyaux de la porte et on augmente le feu. On chauffe au bois. Quand les moufles sont grandes, il faut beaucoup d'habitude pour obtenir une température uniforme, et alors le pyromètre de M. Brongniart (*pl.* 37, *fig.* 3) devient très-utile. En plaçant deux pyromètres dans la moufle par les tuyaux *rr*, il devient facile de régler la température; pour cela on ferme ou on ouvre les carneaux *cc*, de la voûte du fourneau, de manière à diriger la flamme vers le point qui l'exige.

Dans tous les cas, on apprécie la température convenable à la cuisson par deux procédés, la couleur du feu et les montres. La couleur du feu exige une longue habitude et laisse toujours bien de l'incertitude. Il n'en est pas de même des montres; celle-ci sont de petites plaques de porcelaine, fixées sur un gros fil de fer, que l'on fait passer par les tuyaux *rr*, et que l'on porte ainsi en divers points de la moufle. Sur ces plaques, on a mis au pinceau un peu de carmin et un peu d'or. Pour que le coup de feu soit bon, il faut que la teinte du carmin se soit bien développée et que l'or soit bien fixé. Comme le carmin non cuit est jaunâtre, et qu'il perd peu à peu ce ton pour passer au carmin pur, on conçoit qu'en comparant les montres qu'on retire avec une montre cuite à point, on peut arrêter le feu à temps utile. En ce qui regarde l'or, celui-ci, avant la

cuisson, n'adhère point à la porcelaine. Peu à peu, il s'y attache, prend la teinte de l'or mat et devient capable d'être bruni, sans se soulever par écailles. En tous cas, il faut arrêter le feu, un peu avant que les montres soient parvenues au point qu'on veut atteindre, la température continuant à monter dans la moufle, même après que le feu a baissé.

La moufle refroidie, on retire les pièces. La peinture sur porcelaine se fait à deux feux; c'est-à-dire que l'on cuit d'abord l'ébauche. Celle-ci retouchée et terminée est cuite de nouveau. S'il restait quelque défaut on pourrait le corriger et cuire une troisième fois, mais un quatrième feu gâterait presque tout, et l'on n'en essaie jamais. Cette circonstance ne se présente pas avec la porcelaine tendre, elle dépend de la nature de la couverte. Les couvertes plombifères peuvent supporter un grand nombre de feux, mais la porcelaine dure et le verre ne donneraient que des peintures embues et desséchées si on les chauffait trop long-temps.

Peinture sur verre.

1522. Il faut distinguer dans la peinture sur verre deux classes de procédés tout-à-fait différentes. Dans la première on teint du verre, on en fait des vitres, on les découpe et on réunit les morceaux avec des plombs. Ce procédé donne toutes les teintes plates du tableau. On ajoute les ombres avec une couleur fusible, et on passe au feu. Dans la seconde, on peint le verre blanc comme la porcelaine, avec des couleurs fusibles que l'on cuit à la moufle. En combinant ces deux procédés, on obtient des résultats très-économiques et du plus bel effet. Nous ne décrirons ici que ce procédé mixte qui comprend les deux autres (1).

(1) M. Dihl a fait sur glace des peintures par un autre procédé qui n'a pas été suivi. On peint sur deux glaces et on les superpose en mettant les deux surfaces peintes en contact. Cette disposition a pour objet d'éviter les effets de la parallaxe, qui seraient très-grands à cause de l'épaisseur des glaces. On ne peut les détruire autrement, quand on se sert de verres épais, car un verre peint l'est toujours sur ses deux faces.

1523. Dans la plupart des cas, la peinture sur verre se confond avec la peinture sur porcelaine dure; elle en diffère surtout par la transparence qu'on cherche à donner aux couleurs, par leur intensité, qui doit toujours être bien plus grande; enfin, par l'emploi de quelques procédés spéciaux, qui ne sont pas applicables sur la porcelaine.

Le *bleu* sur verre s'obtient avec le cobalt comme sur porcelaine; les *pourpres*, *violets* et *carmins*, avec le pourpre de Cassius; les *rouges, bruns*, etc., avec le peroxide de fer; les *verts* avec le silicate de cuivre, quelquefois avec l'oxide de chrôme, souvent avec un mélange de bleu et de jaune; les *noirs, gris*, etc., avec les oxides de manganèse, de cobalt et de fer; les *jaunes*, par tous les moyens indiqués pour la porcelaine dure.

Ainsi, les couleurs sont les mêmes, elles s'employent et se cuisent de la même manière; la seule différence qu'on remarque, jusqu'ici, c'est la préférence accordée au vert de cuivre, qui est transparent sur le vert de chrôme qui est opaque. Ce qui caractérise surtout la peinture sur verre, c'est que le peintre peut faire emploi simultané des deux surfaces du verre; il le fait presque toujours. La surface placée du côté du spectateur reçoit toutes les ombres qui sont ainsi plus vives, et mieux arrêtées. On y place en général aussi toutes les couleurs nuancées et on rejette tout l'enluminage du côté opposé. Souvent, on est forcé de séparer ainsi des couleurs qui s'entrenuiraient au contact et dont la réunion produit des teintes particulières; c'est ainsi qu'on se procure une teinte écarlate en plaçant du jaune d'un côté et du pourpre de Cassius de l'autre.

On conçoit qu'en peignant ainsi sur le verre, on peut obtenir tous les résultats de la peinture ordinaire. Mais, comme on ne peut peindre qu'à petits coups, le travail est lent, et comme d'ailleurs les couleurs ne deviennent jamais entièrement transparentes au feu, le verre peint est toujours terne et sombre.

1524. Le verre teint présente, au contraire, une transparence parfaite, et pour des ciels, des draperies, etc., il offre à bas prix de grandes surfaces colorées, qui ne demandent qu'à être mises à l'effet. Réservant donc pour les mains, les têtes, etc., la peinture sur verre, on peut se

servir de verres teints pour les draperies, ornemens, etc.

Les verres teints se fabriquent en vitres dans les verreries par les procédés ordinaires, sauf le verre pourpre, qui exige des procédés particuliers.

On teint le verre en *bleu*, par le silicate de cobalt; en *violet*, par le silicate de manganèse; en *vert*, par le silicate de cuivre; en *jaune*, par la fumée, ou bien par l'antimonite de plomb, ou bien encore par le chlorure d'argent; en *pourpre*, par le cuivre; en *noir*, par le mélange des oxides de manganèse, fer et cobalt.

On rend le verre blanc et opaque au moyen de l'acide stannique; on lui donne l'apparence de l'opale au moyen du phosphate de chaux, ou simplement des os calcinés. Dans ce dernier cas, le verre est d'abord transparent; mais, rechauffé plusieurs fois pendant qu'on le façonne, il devient laiteux.

Le verre stanneux, le verre opale, le verre noir, ne sont employés que dans l'art du verrier. Les verres bleu, violet et vert s'obtiennent simplement en ajoutant à la dose de 1 ou 2 centièmes l'oxide colorant dans la composition de verre ordinaire. Le verre jaune et le verre pourpre exigent seuls quelques détails particuliers.

Le verre jaune s'obtient en masse, soit par l'antimonite de plomb, soit par le charbon, en enfumant la composition vitreuse. Mais le verre blanc peut être coloré en jaune d'une autre manière, et donne de très-beaux produits. On applique sur le verre une couche d'argile broyée avec du chlorure d'argent, et on passe la vitre à la moufle. Après le refroidissement, on détache la couche d'argile. Le verre présente une teinte jaune, qui, avec les mêmes doses de chlorure d'argent, peut varier du jaune serin le plus faible au jaune pourpre très-foncé. Ces différences dépendent de la nature du verre. Ceux qui contiennent de huit à dix pour cent d'alumine prennent toujours une teinte plus belle que ceux qui n'en contiennent que deux à trois pour cent. Les verres alumineux prennent une teinte qui reste pure, soit qu'on les regarde par transmission ou par réflexion. Les autres sont transparens par transmission; mais, vus par réflexion, ils paraissent opaques, d'une couleur verte ou verdâtre, qui devient fort pure quand on les met sur un corps noir.

CHAPITRE XIII.

Exploitation du nitrate de potasse; nitrières naturelles et artificielles.

1525. On trouve dans quelques localités des nitrates de potasse, de chaux et de magnésie. Ces trois corps se forment même assez vraisemblablement dans une foule de cas; mais on ne les extrait qu'autant qu'ils sont en assez grande proportion pour compenser les frais qu'occasione le travail.

Dans les pays tempérés et dans le nord, ces trois nitrates ne se produisent, en quantité convenable à l'exploitation, que dans certaines grottes, et, en outre, dans toutes les parties basses et humides des habitations; dans les caves, les écuries, les bergeries, les magasins humides, etc.

Mais dans les pays chauds, et surtout dans les grandes Indes, la Perse, l'Égypte et l'Espagne, ces nitrates se forment dans le terrain même, sur une étendue très-considérable, quelquefois. Le nitre semble se produire alors à quelque profondeur au-dessous de la surface du sol, là où la terre conserve son humidité. Quand les pluies surviennent, le nitre est dissous, puis l'évaporation qui a lieu à la surface du sol force cette dissolution à remonter par l'effet capillaire des terres elles-mêmes, et bientôt le nitre se trouve déposé et accumulé, sous forme solide, en quantité considérable, dans les couches superficielles du sol.

Dans les deux cas, les nitrates se trouvant mêlés de beaucoup de matières terreuses, il faut ramasser les plâtras

ou les terres, les lessiver et évaporer les eaux de lavage pour avoir les nitrates. Nous verrons plus tard comment on se débarrasse des sels étrangers, et comment on ramène tous les nitrates à l'état de nitrate de potasse.

Examinons d'abord les circonstances nécessaires à la formation des nitrates eux-mêmes.

Théorie de la formation des nitrates.

1526. Dans les nitrières, l'acide nitrique se produit. Tous les anciens chimistes ont admis qu'il se formait au moyen de l'oxigène, de l'air et de l'azote fourni par des matières animales existant au milieu des masses qui se nitrifient. Cet azote, dégagé par la putréfaction de ces masses, et présenté à l'état naissant à l'oxigène de l'air, semblait réaliser toutes les conditions nécessaires à la combinaison.

M. Longchamp, le premier, a pourtant mis en doute la réalité de cette théorie. Divers faits de pratique en grand lui ayant paru difficiles à expliquer de cette manière, il a pensé d'abord que l'acide nitrique des nitrates naturels pouvait bien provenir des pluies d'orage qui en renferment toujours, auquel cas cet acide se formerait aux dépens de l'air; mais cette supposition, qui est applicable aux terres nitrées des pays chauds, ne pouvait s'étendre aux nitrières des pays tempérés. Dans ces derniers temps, M. Longchamp a présenté une nouvelle théorie qui s'applique à tous les cas, et qui devrait probablement se combiner avec la précédente, en ce qui concerne les pays chauds.

1527. Cette théorie consiste à regarder la formation de l'acide nitrique comme ayant lieu encore aux dépens de l'air, mais par un procédé différent du précédent. M. Longchamp admet que les carbonates de chaux et de magnésie, pris dans un état de division convenable et humectés, peuvent absorber de l'air, le condenser et le transformer

à la longue en acide nitrique, ou plutôt en nitrate de chaux et de magnésie ; à plus forte raison, le carbonate de potasse, pris dans un état convenable, produirait-il le même phénomène. En tout cas, d'après M. Longchamp, l'acide se produit sans le concours des matières animales regardé avant lui comme indispensable, sinon par tous les chimistes, au moins par le plus grand nombre d'entre eux.

M. John Davy, qui a examiné avec un soin particulier les nitrières naturelles de l'île de Ceylan, a admis un mode de formation semblable à celui que nous venons de décrire. De son côté, M. Proust pensait également que les nitrates se formaient en Espagne sans le concours des matières animales.

1528. Ainsi, nous avons à examiner, 1° si l'azote de l'acide nitrique provient des matières animales ; 2° si cet azote provient au contraire de l'air ; 3° si les matières animales ne sont pas utiles dans la nitrification, ou même indispensables en certains cas, indépendamment de l'emploi de leur azote relativement à la formation de l'acide nitrique.

Il est d'abord certaines conditions sur lesquelles tout le monde est d'accord.

1° *La présence de bases puissantes telles que la chaux, la magnésie* ou *la potasse*. On admet de même que ces bases doivent toujours être dans un état de division très-grand ; ainsi, la chaux doit être à l'état de craie, de carbonate pulvérulent ou de pierre à chaux très-poreuse. Il en est de même de la magnésie. Les marnes offrent la chaux dans un état convenable aussi ; mais les marbres ne se nitrifient jamais.

Thouvenel admet que les bases précitées ne se nitrifient bien qu'autant qu'elles sont carbonatées. Privées d'acide carbonique, elles se nitrifient mal, quoiqu'elles soient capables de reprendre cet acide à l'air, mais lentement à la vérité, si on opère sur de grandes masses.

2° *L'humidité*. Il paraît incontestable qu'elle est nécessaire, et l'on peut aisément s'en rendre compte dans les deux théories. L'expérience et le raisonnement indiquent aussi qu'il ne faut pas que les matières soient gorgées d'eau, ce qui empêcherait l'absorption de l'air. L'humidité d'une terre de jardin paraît être le point convenable.

3° *La température*. Elle joue un rôle non contesté. On admet que vers 0°, la nitrification devient faible ou nulle, et qu'une température de 15 à 25° est nécessaire pour qu'elle soit active.

4° *La lumière*. Il paraît que dans les nitrières artificielles de la Suède, on redoute son influence. Toutefois, l'ensemble des faits semble indiquer qu'elle n'est pas défavorable ; quoique une exposition au soleil puisse nuire, en ce sens que l'humidité s'évapore trop promptement.

1529. Il est facile de voir maintenant que toutes ces conditions sont nécessaires ou également favorables dans les diverses hypothèses. Ainsi, quand on admet que l'azote de l'acide nitrique provient des matières animales, on doit admettre aussi que l'acide ne se produira que sous l'influence de bases fortes; ces bases doivent être très-divisées, car l'oxigène de l'acide est emprunté à l'air, du moins en partie, et dès-lors il est indispensable que cet air soit condensé par des matières poreuses. L'humidité n'est pas moins nécessaire, car les matières animales sèches ne se décomposent pas, et il faut qu'elles se détruisent pour que l'azote devienne libre, ou que, du moins, son état de combinaison change. Une température élevée est également indispensable à la décomposition spontanée des matières animales, et par conséquent, point de nitrification possible à 0° et aux environs de cette température.

1530. Quand on admet au contraire que l'azote et l'oxigène proviennent de l'air, on a de même besoin de bases énergiques pour déterminer la formation de l'acide; il faut que ces bases soient très-divisées et à l'état poreux, pour

que l'air condensé agisse sur une plus grande surface. La présence de l'humidité est nécessaire aussi, car le contact entre un solide et un gaz est bien faible, si le gaz n'est pas dissous dans un liquide. La température favorise ici la réaction, comme elle favorise toutes les actions chimiques. Enfin, on peut même concevoir l'utilité des matières organiques, en ce sens que par leur décomposition spontanée, elles produisent de la chaleur et élèvent ainsi la température des masses, et que, par la nature des produits qu'elles fournissent et qui en général sont hygrométriques, elles retardent l'évaporation de l'eau. Dès lors, on conçoit pourquoi le nitre semble se former sans matières organiques dans les pays chauds, et pourquoi il a paru favorable d'en introduire dans les matières nitrifiables des pays froids.

1531. Ainsi, dans le phénomène de la nitrification en lui-même, rien n'indique, d'une manière précise, le rôle des matières animales.

Consultons l'analogie tirée des phénomènes d'un autre ordre.

M. Thénard a vu une matière animale particulière se convertir tout à coup en acide nitrique. Cette matière pourrait se former dans les circonstances qui président à la nitrification, et dès lors, le rôle des substances animales serait facile à concevoir, ainsi que leur nécessité. M. Liebig a bien voulu me faire connaître des résultats qui conduisent à la même conséquence, et sur lesquels j'espère pouvoir donner plus tard quelques détails.

Mais quand on voit, d'un autre côté, que pour produire 100 kilog. de salpêtre, il faut la quantité d'azote contenue dans 75 kilog. d'une matière animale ordinaire supposée sèche, ou bien dans 3 ou 400 kilog. de la même matière, à son état ordinaire d'humidité, il devient difficile d'admettre que cette proportion énorme de matière animale se trouve en présence des bases qui se nitrifient,

soit sur le sol des pays chauds, soit dans les grottes de Ceylan, soit dans les grottes de la Roche-Guyon, etc.

Ainsi, bien qu'il soit prouvé que ces matières animales peuvent se transformer en acide nitrique, il reste douteux qu'on doive leur attribuer un rôle exclusif dans tous les cas de nitrification, et particulièrement dans ceux que nous venons de citer.

1532. D'autre part, est-il bien probable que l'azote et l'oxigène de l'air puissent se combiner pour former l'acide nitrique? On peut répondre qu'en effet ces deux gaz se combinent sous cette forme, à l'aide de l'étincelle électrique et sous l'influence de l'eau. Or, comme des bases fortes exercent une action bien plus énergique que celle de l'eau, il est possible que la présence de telles bases et la condensation des gaz équivalent à l'effet de l'électricité. D'ailleurs on sait que le charbon, imprégné d'hydrogène sulfuré et mis en contact avec le gaz oxigène, condense ce dernier avec assez d'énergie pour qu'il y ait action à froid entre les deux gaz. Le charbon s'échauffe, il se forme de l'eau, et le soufre est mis à nu. On sait encore que presque tous les corps poreux déterminent la combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène, à la façon de l'éponge de platine.

Ces considérations puissantes, appuyées d'ailleurs des faits observés par M. John Davy, laisseraient peu de doute, si les tentatives faites pour nitrifier la craie dans nos climats n'eussent été infructueuses, quand elle n'était pas mêlée d'une matière animale, ou exposée aux exhalaisons d'une matière animale en putréfaction.

1533. Ainsi, bien qu'il soit probable que la formation de l'acide nitrique peut avoir lieu par la seule influence des bases fortes, humides et très-divisées sur l'air dans certaines localités, il paraît presque certain que les climats tempérés sont soumis à des conditions particulières. Il faudrait au moins un concours de circonstances bien singulier, pour que tout fût erreur dans les remarques faites

en tant de lieux différens, à l'occasion des nitrières artificielles dont il sera question plus loin; nitrières où l'on a toujours fait jouer un rôle important aux matières animales, même à une époque où l'on ignorait leur composition et celle de l'acide nitrique.

Toutes ces questions sont certainement du plus haut intérêt pour la théorie et les arts. C'est là ce qui m'encourage à présenter une autre face de la question qui n'a point été abordée, et qui pourrait néanmoins être utile à considérer, si l'on entreprenait de nouvelles recherches à ce sujet.

1534. On observe que dans la plupart des cas où la nitrification paraît s'effectuer sans le concours bien manifeste des matières animales, il se produit beaucoup de nitrate de potasse. Il y avait donc de la potasse en quantité proportionnelle dans les matières nitrifiées. Les matières salpêtrées des pays tempérés contiennent au contraire peu de nitrate de potasse et beaucoup de nitrate de chaux ou de magnésie. La potasse n'existait donc qu'en faible proportion dans ces matériaux. Ne serait-il pas possible que le rôle de la potasse, ou plutôt du carbonate de potasse, fût alors dévolu au carbonate d'ammoniaque, produit constant de la décomposition des matières animales? On s'expliquerait ainsi la nécessité des matières animales, là où il manque de la potasse, et l'on généraliserait le phénomène, en ce sens, que la production de l'acide nitrique serait partout effectuée par la combinaison des principes de l'air, sous l'influence de bases variables, mais toujours énergiques.

Mais s'il en était ainsi, on devrait retrouver dans les matériaux salpêtrés des sels ammoniacaux, quand il n'y a pas eu de chaux vive en présence de ceux-ci. Or, si ces sortes de sels se rencontrent en pareil cas, au moins ne les a-t-on jamais signalés, et c'est là même un des argumens qui peuvent appuyer l'opinion des chimistes qui

pensent que l'azote des matières animales passe à l'état d'acide nitrique.

1535. Il résulte de cette discussion, si je ne m'abuse point, que le phénomène de la nitrification peut avoir lieu suivant les cas, sous l'influence de causes diverses, et que ce qu'on en sait jusqu'à présent peut se prêter à des hypothèses variées, peut-être également éloignées de la vérité.

On pourrait s'étonner, à bon droit, d'une hésitation pareille, après tant d'années écoulées depuis qu'on a commencé à s'occuper d'une question aussi sérieuse; mais on va voir, en examinant les procédés en usage, que les expériences sur ce sujet sont de longue durée, et qu'un travail de plusieurs années pourrait seul conduire à des résultats précis, ce qui suffit pour montrer pourquoi si peu de personnes ont eu le courage de l'entreprendre ou de le terminer.

Nitrières naturelles.

1536. Il n'en existe peut-être point auxquelles ce nom puisse s'appliquer d'une manière rigoureuse, si l'on entend par naturelles les nitrières qui contiennent des dépôts de nitre formé à une époque antérieure à la dernière révolution du globe. Le nitrate de soude d'Amérique paraît seul être dans ce cas, et encore faudrait-il des renseignemens plus étendus pour trancher la question.

On est donc convenu d'appeler nitrières naturelles, celles qui, offrant accidentellement une réunion de circonstances convenables à la formation des nitrates, produisent ces sels actuellement et journellement sans le concours de l'industrie des hommes. Ces nitrières nous présentent quelques phénomènes utiles à considérer, pour l'intelligence des nitrières artificielles.

1537. *Nitrières de Ceylan.* D'après M. John Davy qui les a étudiées, ces nitrières sont au nombre de vingt-deux.

Ce sont des cavernes creusées naturellement d'abord, puis agrandies par le travail de l'exploitation. Les parois en sont formées d'une roche contenant du carbonate de chaux, du talc et du felspath, qui lui-même est composé de silice, d'alumine et de potasse. On sait que certaines variétés de felspath se décomposent à l'air, que la potasse s'en sépare, soit libre soit faiblement combinée, et celui-ci paraît être dans ce cas. Ainsi trois bases énergiques se trouvent là dans un état de division fort grand, en contact avec l'air et sous l'influence d'un climat très-chaud. M. John Davy pense que sous de telles circonstances l'azote et l'oxigène de l'air forment de l'acide nitrique par une action particulière dont la nature n'est pas connue.

1538. Il admet comme indispensable la présence simultanée de la chaux ou de la magnésie et de la potasse. Nulle part il n'a rencontré le nitrate de potasse sans nitrates de chaux ou de magnésie, et nulle part non plus les nitrates terreux sans nitrate de potasse. L'humidité est indispensable, car partout où la paroi des cavernes est sèche on ne trouve point de nitrates; enfin une petite quantité de matière animale favorise la nitrification, mais n'est pas indispensable, du moins dans l'opinion de M. John Davy, qui n'est du reste appuyée d'aucun fait bien décisif.

Il fait remarquer cependant, à l'appui de cette opinion, que dans la caverne de *Memoora* qui est exploitée, il n'y a point d'excrémens de chauve-souris, auxquels on attribue assez généralement la formation du salpêtre dans ces sortes de localités. Cette caverne dont la forme est demi-circulaire, a 100 pieds de large, 80 de hauteur et 200 pieds de profondeur. Elle est creusée dans une montagne de 300 pieds de haut, couronnée de forêts. Le fond est étroit et obscur, le sol est rocheux et s'élève rapidement à partir de l'entrée. On y travaille depuis cinquante ans sans interruption pendant les six mois de la saison sèche. Quand M. Davy l'a visitée, il y avait seize ouvriers qui déposaient

chacun annuellement un demi-quintal de salpêtre dans les magasins du gouvernement. Comme c'est probablement un impôt, la production doit être au moins quinze à vingt fois plus grande. Ce serait donc environ 120 à 160 quintaux par an plus ou moins. Bien que M. Davy n'ait pas trouvé de matière animale sur le sol de la caverne, on peut douter, eu égard à la grande surface de ses parois et à la petite épaisseur de son toit, que la matière animale ou azotée nécessaire ne puisse provenir de l'infiltration des eaux qui auraient séjourné sur le terrain qui recouvre la montagne.

1539. Voici l'analyse de la portion nitrifiée de la roche de cette caverne.

Nitrate de potasse. . .	2,4
Id. de magnésie. .	0,7
Sulfate de magnésie. .	0,2
Eau.	9,4
Carbonate de chaux. .	26,5
Matière terreuse insoluble dans l'acide nitrique faible. . . .	60,8
	100,0

On reconnaît dans cette roche du carbonate de chaux, du felspath, du quartz, du mica, du talc, comme principes minéralogiques.

1540. L'exploitation des parties nitrifiées est fort simple. On entame la surface au moyen de petites haches et on réduit les fragmens ainsi détachés en poudre grossière. Celle-ci mêlée avec une quantité égale de cendres de bois est lessivée à l'eau froide. La lessive, évaporée dans des vases de terre cuite, puis refroidie, fournit des cristaux de nitre qu'on égoutte et qu'on livre au commerce.

Dans la caverne de *Boulatwellegodé*, l'une des plus considérables de Ceylan, M. Davy trouva une quantité

innombrable de chauve-souris, mais ce qui précède tend à établir que leur influence n'est pas bien nécessaire.

Ces nitrières de Ceylan, comme toutes les nitrières naturelles, jettent bien des doutes sur la théorie de la nitrification, mais ne résolvent certainement pas la question, faute de renseignemens minutieux qui seraient ici tout-à-fait nécessaires.

1541. *Nitrières de la Roche-Guyon, Mousseau,* etc. Ce sont des grottes creusées dans les rochers crayeux qui bordent la Seine. Leur ouverture est exposée au midi. Elles servent de caves, d'étables ou même d'habitations. C'est surtout autour de leur ouverture ou du moins à une faible profondeur que la nitrification s'opère. On y fait plusieurs récoltes chaque année, et les matières qui en proviennent sont soumises aux procédés d'exploitation ordinaires.

1542. *Nitrières de l'Inde, de l'Égypte, d'Espagne.* Ainsi que nous l'avons dit plus haut, le sol de ces trois pays se nitrifie dans certaines localités à un point très-remarquable, et d'autant plus digne d'attention que la proportion de nitrate de potasse s'y trouve en général fort grande.

L'exploitation est d'ailleurs fort simple, car, dès qu'on a reconnu un terrain nitreux, il suffit d'enlever les terres de la surface du sol jusqu'à la profondeur de quelques pouces, de les délayer dans l'eau, de décanter et de renouveler les lavages autant qu'il est nécessaire. Les lessives sont conduites dans des fosses et abandonnées à l'évaporation spontanée que le soleil de ces climats favorise beaucoup. Vers la fin de l'évaporation, il est avantageux de porter la liqueur dans des chaudières où on la porte à l'ébullition et où la concentration s'achève. De là on la porte dans des cristallisoirs, où le nitre se dépose. Le nitrate de chaux reste dans les eaux-mères. Quand on peut se procurer des cendres ou l'un des agens convenables

pour transformer le nitrate de chaux en nitrate de potasse, il est fort avantageux de l'employer, ainsi que l'indique l'analyse suivante. M. John Davy a trouvé le terrain nitrier du Bengale dans le district de Tirhoot, composé de

8,3	nitrate de potasse.
3,7	nitrate de chaux.
0,8	sulfate de chaux.
0,2	sel marin.
35,0	carbonate de chaux avec trace de magnésie.
40,0	matière terreuse insoluble dans l'eau et l'acide nitrique.
12,0	eau avec trace de matière végétale.
100,0	

1543. La proportion de nitrate de chaux, quoique bien moins grande qu'en Europe, est néanmoins telle qu'on ne peut la négliger.

Du reste, nous manquons absolument de renseignemens sur les phénomènes de la nitrification dans ces localités privilégiées.

Le Nouveau-Monde ne tardera pas, sans doute, à être exploré sous ce rapport et tout indique qu'il fournira aussi de riches récoltes.

Nitrières artificielles.

1544. On donne ce nom à des établissemens, dans lesquels on cherche à reproduire les mélanges qui conviennent à la nitrification et dans lesquels on s'arrange, en outre, de manière à réaliser autant que possible, les conditions les plus favorables pour que ce phénomène se produise.

Les avantages de ces nitrières, qui ont été fort employées dans le nord de l'Europe, furent singulièrement exagérés en France il y a quelques années. Aujourd'hui, ils sont ramenés par l'expérience à leur valeur réelle, et toutes les

personnes qui en ont examiné les procédés sont persuadées qu'il vaut bien mieux appliquer aux travaux ordinaires de l'agriculture, la main-d'œuvre, le terrain et les fumiers qu'une nitrière artificielle exige.

1545. On distingue deux dispositions principales dans les nitrières artificielles, les nitrières couvertes qui ont été mises en usage en Suède, et les nitrières en murs dont on s'est servi de préférence en Prusse. Dans les unes comme dans les autres, on a toujours à lessiver de grandes masses de terre. En effet, on peut évaluer à 4 onces par pied cube le produit d'une bonne nitrière, ce qui fait, pour 1000 kil. de salpêtre par an, 8000 pieds cubes de terre à lessiver et 24000 pieds cubes à mettre en exploitation; la nitrification exigeant trois années terme moyen, et le lavage s'opérant chaque année sur un tiers de la masse.

Voici quelques détails particuliers sur les procédés qui ont été mis en usage.

Nitrières en couche.

1546. *Nitrières de Suède.* D'après M. Berzélius, dans une petite cabane en bois, dont le plancher est aussi en bois, mais quelquefois aussi en argile comprimée et bien compacte, on place un mélange de terre ordinaire, de sable calcaire ou de marne et de cendres lessivées, et on arrose ce mélange avec de l'urine de bœuf ou de vache. Pendant l'été, on remue la masse une fois par semaine, et pendant l'hiver une fois chaque deux ou trois semaines. Cela se fait en ménageant un petit espace le long d'un côté de la cabane et en rejetant la terre une fois vers le côté gauche, l'autre fois vers le côté droit, en prenant soin de ne pas comprimer la terre dans le nouveau monceau que l'on forme. Le monceau a ordinairement deux et demi à trois pieds de hauteur sur toute l'étendue de la cabane. La cabane est pourvue de volets que l'on ferme pour empêcher le soleil d'y pénétrer.

1547. *Nitrière de Longpont.* Elle est située dans une carrière d'où on a retiré la pierre pour bâtir l'église de l'ancienne abbaye de Longpont. Dans le fond de cette carrière où l'air circule facilement, on fait une couche de trois ou quatre pieds de hauteur, par lits successifs de terre et de fumier, chacun environ de 4 pouces d'épaisseur, en finissant par une couche de terre. On se contente de diriger sur le tas les eaux des étables, sans l'arroser d'une manière particulière, l'humidité de la carrière étant suffisante. Au bout de deux ans cette couche se trouve réduite en terreau. Alors on l'approche de l'entrée de la carrière, où on la laisse deux années encore, en la remuant de temps en temps. Avec le fumier de vingt-cinq animaux, ânes, mulets et vaches, on obtient 5 à 600 kil. de salpêtre.

1548. *Nitrières de l'Appenzel.* Dans ce canton, comme en beaucoup d'autres parties de la Suisse, les étables sont adossées à la pente de quelque montagne, de manière que l'entrée seule est de plain-pied, la partie opposée du bâtiment étant élevée de quelques pieds au-dessus du sol et soutenue par des pieux ; le plancher de l'étable étant ainsi bien isolé du sol, laisse celui-ci exposé à l'air. Au-dessous du bâtiment, on creuse une fosse de même surface que lui, et de deux ou trois pieds de profondeur. On remplit celle-ci d'une terre sablonneuse que l'on comprime peu. Comme celle-ci est très-poreuse, elle s'imbibe de l'urine des bestiaux qui vient y découler d'elle-même. Au bout de deux ou trois ans on retire la terre et on la lessive pour en extraire le nitre. On assure que la terre déjà employée devient plus propre à la nitrification et qu'elle peut alors être lessivée tous les ans. Les bonnes récoltes peuvent aller jusqu'à 500 kilog. pour une étable moyenne.

L'exposition des étables exerce une grande influence. La plus favorable est celle du nord.

1549. *Nitrières-bergeries.* Thouvenel a essayé un système de nitrière auquel il donna ce nom, et le comité des

poudres en a conseillé l'emploi comme étant le mieux approprié aux travaux agricoles de la France.

Dans les nitrières de Thouvenel, comme dans celle de Longpont, le travail est partagé en deux époques distinctes. La première comprend tout le temps nécessaire à la transformation des substances organiques en terreau. C'est ce qu'on désigne sous le nom de *préparation des terres*. La seconde, qui a pour objet essentiel la nitrification elle-même, est l'époque de la *culture des terres*.

1550. La préparation des terres se fait simplement, par un séjour d'une année dans les bergeries ou les écuries. On bêche le bon fond à un pied, et on fait habiter des moutons dans la bergerie pendant quatre mois en fournissant une abondante litière. Au bout de ce temps, on enlève le fumier, on retourne la terre à fond, et on la charge d'une couche de terre peu humide, de 8 à 9 pouces d'épaisseur. Quatre mois écoulés, on répète cette opération, et à la fin de l'année la préparation des terres est terminée.

Leur culture se fait en les disposant sous des hangars dont le pourtour est formé par un mur de terre propre à la nitrification. Les terres que l'on cultive sont mises en couches de trois pieds d'épaisseur qu'on remue tous les mois avec des crochets de fer à trois pointes de quinze pouces de longueur et qu'on retourne à fond tous les deux mois. Tous les quinze jours on les arrose avec de l'eau de fumier dans laquelle on a délayé des crottins de mouton, de cheval, etc. Avant d'employer cette eau, on la laisse fermenter pendant quinze à vingt jours; ces soins continués pendant deux années, donnent des terres bonnes à lessiver.

1551. Dans toutes ces opérations, il faut constamment avoir soin d'éviter toute addition de matières animales ou végétales vers la fin du travail. En effet ces matières n'ayant pas eu le temps de se décomposer seraient dissoutes par les eaux de lavage et rendraient la cristallisation des sels diffi-

cile, en même temps qu'elles les coloreraient beaucoup, ce qui offrirait de graves inconvéniens quand on voudrait procéder au raffinage.

Nitrières en murs.

1552. Dans toutes les dispositions que nous venons de décrire, on étale sur le sol la matière à nitrifier, et on l'y dispose en couche mince, pour satisfaire à la condition si nécessaire du contact de l'air. En Prusse on avait obtenu le même résultat par un procédé qui économise évidemment le terrain et qui offre en outre l'avantage de mettre en contact avec l'air, sur ses deux faces, le lit de matière à nitrifier, ce qui permet d'en accroître l'épaisseur.

Si l'on voulait mettre ce procédé en pratique, il serait vraisemblablement avantageux de le faire au moyen des dispositions suivantes.

1553. On ferait subir aux terres *la préparation*, c'est-à-dire la transformation en terreau. On formerait ensuite avec ces terres préparées des murs parallèles de 6 ou 7 pieds de hauteur sur trois ou quatre d'épaisseur. L'une des faces serait plane, l'autre disposée en gradins en forme de gouttière afin de retenir les eaux pluviales. Chaque mur serait recouvert d'une couche de paille, pour le garantir de l'action trop forte de ces mêmes eaux. En outre le terrain serait disposé de manière que les eaux de pluie qui auraient pu passer sur les murs, viendraient se rassembler dans des puisards, pour servir aux arrosemens nécessaires. Enfin on aurait soin d'entremêler les matrières nitrifiables de broussailles, pour les diviser et les soutenir.

Dans ces nitrières l'évaporation est rapide, mais on peut la diminuer en disposant plusieurs murs à peu de distance l'un de l'autre. D'ailleurs le travail exigé par les arrosemens n'est point perdu, il suffit d'avoir soin d'arroser toujours par la face taillée en gradins et de disposer les murs de telle sorte que le vent habituel frappe sur l'au-

tre face. Le nitre formé sera dissous à mesure, porté sur la face plane et abandonné là, par suite de l'évaporation. Les eaux pluviales qui découlent de ces murs et qu'on recueille dans les puisards étant employées à ces arrosemens, les matières animales ou le nitre qu'elles auraient entraînés rentreront peu à peu dans les murs.

1554. Lorsque la nitrification sera assez avancée on grattera la face plane jusqu'à une certaine profondeur, et les matières provenant de ce travail seront soumises aux lessivages accoutumés, pour en extraire les nitrates. Le résidu des lavages, mêlé de nouvelles *terres préparées*, et gâché avec des eaux de fumier, sera rapporté sur la face en gradin et disposé convenablement pour ramener le mur à son épaisseur primitive.

En continuant le travail de cette manière, les murs chemineront d'un côté à l'autre du terrain, conservant toujours leur forme, leur état, leur parallélisme et leur distance, et l'on sera très-rarement dans le cas de former des murs nouveaux, ce qui est toujours désavantageux; car il paroît bien certain qu'une fois que la nitrification est en train, elle marche mieux et plus vite que lorsqu'elle commence à s'effectuer.

Par la méthode que nous venons de décrire, on satisferait sans doute à toutes les conditions que les nitrières artificielles semblent exiger.

1555. Mais, tout en cherchant les moyens de rendre ces nitrières faciles à conduire et productives, nous sommes bien éloignés d'en conseiller l'exploitation. Nous désirons au contraire vivement que la découverte d'un moyen économique pour la formation directe de l'acide nitrique vienne reléguer ce procédé parmi ceux que la chimie de notre temps répudie pour son propre compte et qu'elle restitue sans regret à une époque encore si peu éloignée où ses méthodes imparfaites et ses théories erronées ne lui permettoient ni de mieux faire ni de mieux espérer.

Extraction du nitrate de potasse.

1556. Quelle que soit la matière salpêtrée que l'on se propose de traiter, on est toujours forcé de procéder aux opérations suivantes :

1° Un lavage qui a pour objet de séparer les nitrates des matières insolubles auxquelles ils sont mêlés ;

2° Un traitement par un sel de potasse, destiné à transformer les nitrates terreux en nitrate de potasse ;

3° Une évaporation qui fournit le salpêtre en cristaux ;

4° Un raffinage au moyen duquel le salpêtre brut est dépouillé de tous les sels qui l'accompagnent.

Examinons successivement chacune de ces opérations.

1557. *Lavage des matières salpêtrées.* Depuis long-temps on emploie pour exécuter cette opération un procédé fort remarquable, et digne, en tout point, de servir de modèle, pour tous les cas où l'on a une matière soluble à séparer d'une matière insoluble. Les avantages de ce procédé sont exposés d'une manière si claire dans l'instruction publiée par le comité consultatif des poudres et salpêtres (Paris, 1820), qu'il est impossible de faire aucune modification importante au passage que nous allons en conséquence en extraire.

Supposons qu'on ait mis 200 décimètres cubes de matières salpêtrées contenant 4 centièmes ou 8 kilog. de salpêtre dans un cuvier muni d'une chantepleure, et qu'on ait ajouté 100 litres d'eau, quantité généralement suffisante pour baigner ces matières jusqu'à leur surface. Après douze heures de contact, la moitié du liquide s'écoulera si on ouvre la chantepleure, l'autre moitié sera retenue par les terres, en vertu de l'attraction capillaire.

Mais si la masse a été bien pénétrée, tout le salpêtre

doit être dissous. La moitié a donc accompagné l'eau qui s'est écoulée, l'autre moitié est restée dans l'eau qui abreuve les terres du cuvier. En remplaçant dans celui-ci le liquide qu'on en a extrait et en ouvrant de nouveau la chantepleure au bout de deux ou trois heures, il s'écoulera encore 50 litres d'eau contenant la moitié du salpêtre resté dans le tonneau, ou le quart de la quantité primitive. Un troisième lavage extraira un 1/8 de salpêtre; un quatrième donnera 1/16, et ainsi de suite. Supposons qu'on se borne à quatre lavages, on aura les résultats suivans :

	Eau employée.	Liqueur extraite.
1er lavage	100 litres.	50+4 kil. nitre.
2e lavage	50	50+2 id.
3e lavage	50	50+1 id.
4e lavage	50	50+0,5 id.
Résidu	$50^{l}+0,^{k}5$ nitre. .	$200^{l}+7^{k},5$ nitre.

La perte sera donc de 0,5 pour 8 kilog., c'est-à-dire, de $\frac{1}{16}$, et cet effet ne pourrait être obtenu par un seul lavage, qu'autant qu'on emploierait seize fois plus d'eau que les terres n'en peuvent retenir, c'est-à-dire, 800 litres; mais alors on aurait 750 litres de liquide à évaporer, au lieu de 200. Ainsi, l'économie du combustible résultant de ce mode de lavage est : : 35 : 10, eu égard à un lessivage fait en masse.

On peut encore augmenter ce bénéfice : car, si on prend les 100 litres de liqueur extraits par le premier et le deuxième lavage, et qu'on les verse sur des matériaux neufs contenant 8 kilog. de salpêtre, on pourra soutirer, au bout d'un temps convenable, et il s'écoulera 50 litres de liquide. Mais comme la quantité de salpêtre existant dans le tonneau était égale à 8 + 4 + 2, ou à 14 kilog., la moitié, c'est-à-dire 7 kilog., devra se retrouver dans la liqueur écoulée. Ainsi, par une combinaison fort sim-

ple et sans frais, on se trouve avoir 50 litres d'eau seulement à évaporer pour extraire 7 kilog. de salpêtre, tandis que précédemment on en avait 200 litres pour 7,5. La quantité de combustible nécessaire se trouve encore réduite des trois quarts.

Ceci compris, il deviendra facile de suivre la marche d'un lavage de ce genre; on peut le faire avec trois ou quatre cuviers, selon que les matières doivent éprouver trois ou quatre lavages. D'ailleurs, la richesse ou le titre des liqueurs se mesure au moyen d'un aréomètre particulier dont chaque degré correspond à un centième de nitre dans les dissolutions.

Lavage de trois cuviers contenant chacun 8 kil. salpêtre.

Numéros des lavages.	Cuvier A.	Cuvier B.	Cuvier C.
1er lav. avec 100 litres d'eau fournit. . .	50 l. à 8°	—50 l. à 14°	—50 l. à 14° 1/4
2e id. avec 50 lit. . .	50—à 4°	—50 — à 8/	—50—à 8° 1/4
3e id. avec 50 lit. . .	50—à 2°	—50—à 4° 1 2	—50—à 4° 11/16
4e id. avec 50 lit. . .	50—à 1°	50—à 2° 1/1	50—à 2, 5/16
		50—à 1° 1/2	50—à 1° 2/16

On sait déjà ce qui se passe dans le cuvier A. Pour le cuvier B, ce tableau montre qu'on fait son premier lavage avec les deux liqueurs extraites d'abord du cuvier A. Ces deux liqueurs réunies marquent 6°; elles montent à 14° en passant sur le cuvier B, et l'on obtient 50 litres d'eau à 14°, bonne à évaporer. Mais il reste dans les terres 50 litres d'eau à 14°, sur lesquelles on verse 50 litres d'eau à 2° provenant du troisième lavage du cuvier A; on retire ainsi 50 litres d'eau à 8°. Enfin, comme il en reste au-

tant dans le tonneau, l'addition de 50 litres d'eau à 1° formera un liquide à 4° 1/2; on en retirera aussi 50 litres. Mais, à cette époque, on n'a plus d'eaux faibles, et comme les terres ne sont épuisées que lorsque les eaux ne marquent plus que 1°, pour arriver à ce terme, il faudra deux lavages successifs à l'eau pure.

La marche du cuvier C n'a plus besoin d'explication.

1558. Passons à l'exploitation elle-même, ces notions préliminaires étant établies.

Les matières qu'on destine au lessivage ont besoin d'être divisées pour permettre à l'eau dont elles doivent être arrosées de les pénétrer avec facilité, et de se charger ainsi de toutes les substances solubles qu'elles peuvent contenir. Cette opération se fait, pour les plâtras, en les écrasant sur des aires pavées avec des *battes,* ou masses de bois armées de gros clous; on les passe ensuite à la claie, pour en séparer les morceaux qui auraient pu échapper à la batte. Il est fâcheux que les plâtras renferment des matières de dureté très-diverse, ce qui oblige de se contenter de cette méthode pénible et coûteuse, car s'il n'en était pas ainsi on pourrait arriver mieux et plus vite au même résultat au moyen d'un moulin.

Lorsque les plâtras ou les pierres salpêtrées sont écrasés et passés à la claie, on les lessive. Pour faire la lixiviation on se sert de tonneaux placés sur des pièces de bois ou chantiers, élevés seulement de 10 à 12 centimètres au-dessus du sol. Au moyen d'une chantepleure, la liqueur se rend dans une espèce de demi-canal de bois enfoncé dans la terre, au-dessous des tonneaux, et destiné à recevoir la liqueur qui doit en sortir, pour la conduire dans une recette commune. Ces tonneaux, défoncés par un bout, sont percés à leur partie inférieure, à peu de distance du fond et quelquefois même par-dessous, d'un trou de 16 à 18 millimètres de diamètre, dans lequel on introduit la chantepleure qu'on bouche à volonté avec une broche ou che-

ville de bois. Pour éviter que les matériaux à mettre dans les tonneaux, en pressant trop sur ce point, n'en bouchent l'ouverture, on a soin avant de les charger, de garnir ce trou d'un bouchon de paille ou de quelques pierres et tuileaux. Quelquefois, on place dans le tonneau un double fond percé de trous, soutenu à 4 centimètres environ du véritable fond, par des tasseaux de bois. Entre les deux fonds, ainsi que sur le faux fond, on met de la paille longue. Au moyen de ces précautions l'eau s'écoule facilement.

1559. Les tonneaux ainsi préparés sont remplis de terre ou de pierres et plâtras salpêtrés; on presse un peu la surface de ces matières, en l'élevant légèrement sur les bords, pour lui donner un peu de concavité vers le milieu, que souvent encore on garnit d'un bouchon de paille. Cette précaution empêche l'eau de s'infiltrer trop facilement le long des parois du cuvier, et ralentit l'effet de son écoulement à travers la terre, de sorte qu'elle a le temps de la bien pénétrer, et de la dépouiller plus complétement des parties solubles qu'elle peut contenir. Sur les tonneaux remplis de cette manière, on verse de l'eau en quantité suffisante pour qu'elle excède de 8 ou 10 millimètres la surface de la terre. Il est important de laisser la chantepleure bouchée pendant quelque temps après ce premier arrosage; car, à défaut de cette précaution, il peut arriver que l'eau se fraie une ou plusieurs issues à travers la terre, qu'elle la traverse sans la lessiver, et même sans l'humecter dans toutes ses parties. Si au lieu de terre ce sont des pierres ou des plâtras broyés et passés à la claie qu'on a mis dans les tonneaux, il peut y rester encore de petits morceaux de ces matières que l'eau ne pénétrerait pas assez si elle passait trop rapidement, et qui ne seraient ainsi lessivés qu'à leur surface. Lorsqu'on juge que l'eau a séjourné pendant assez long-temps sur les tonneaux pour avoir pu dissoudre toutes les substances salines, on donne

issue à la liqueur en retirant la broche qui fermait la chantepleure.

Les salpètriers emploient au lessivage de leurs matériaux un nombre plus ou moins grand de ces tonneaux; 36 doivent suffire dans un atelier pouvant fabriquer annuellement de 12 à 15 mille kilogrammes de salpêtre.

On dispose ordinairement sur trois rangs, qu'on appelle *bandes*, les tonneaux destinés au lessivage; ainsi, lorsque ce nombre est de 36, chacune des bandes se compose de 12 tonneaux. Au-dessous, et le long de chaque bande, règne le demi-canal, ou rigole en bois, destiné à conduire l'eau qui s'écoule des 12 tonneaux dans la recette placée à l'extrémité de la *bande*. On place également au-dessus de chaque *bande* une conduite de bois, ou chéneau, percé d'autant de trous qu'il y a de tonneaux, et versant sur chacun d'eux, au moyen d'une chantepleure, l'eau dont on veut les arroser.

1560. Tout étant ainsi disposé, et les tonneaux étant chargés des matériaux qu'on veut lessiver, on commence par mettre de l'eau sur l'une des bandes; la quantité d'eau doit être, en volume, la moitié de celle de la terre, de sorte que pour un cuvier chargé d'environ 100 décimètres cubes de terre, il faudrait 50 litres d'eau.

On laisse séjourner cette première eau pendant au moins 9 ou 10 heures; au bout de ce temps on retire les chevilles des chantepleure, et l'eau s'écoulant alors des cuviers dans la rigole qui règne le long de la bande, est ainsi conduite dans la recette. Mais comme la terre de chaque cuvier retient environ moitié du poids de l'eau qui y a été mise, il ne doit en couler dans la recette que 25 litres environ par tonneau; et si l'on suppose que cette première eau évacuée, marque 10 degrés, au pèse-liqueur pour le nitre, il restera dans la terre de chaque cuvier, l'autre moitié de l'eau au même titre de 10 degrés. Par de nouveaux

lavages on doit l'amener dans la recette. On procède donc à un nouveau lessivage de la bande des cuviers, en versant cette fois sur chacun d'eux, une quantité d'eau pure égale seulement à celle retenue par la terre; c'est-à-dire, que cette seconde mise d'eau équivaut à la moitié de la première; on continue de verser ainsi successivement sur chaque cuvier de la bande, une quantité semblable de nouvelle eau, jusqu'à ce que celle qui sort des cuviers ne donne plus qu'un demi-degré à l'aréomètre. Les eaux de ces différens lavages, excepté celles provenant de la première mise d'eau sur la terre, ne sont pas assez chargées de substances salines pour marquer 10 à 12 degrés; elles sont successivement portées sur les terres neuves des autres bandes de cuviers, jusqu'à ce qu'on parvienne à leur donner le titre convenable. C'est par ce transport des eaux écoulées d'une bande de cuviers sur les autres bandes que s'établit entre elles un ordre de service constant et régulier.

Dans un atelier en cours de travail, une première bande contient des terres neuves, c'est-à-dire qui sont à lessiver pour la première fois; une seconde bande contient des terres qui ont déjà été lessivées une fois, et qui le sont pour la seconde; enfin, une troisième contient des terres ayant déjà été lessivées deux fois, et qui le sont pour la troisième. En général, on se borne à ce troisième lessivage d'une même terre; cependant le nombre de lavages qu'il convient de faire subir à la matière salpêtrée doit se régler sur le titre des lessives.

Les eaux qui s'écoulent des cuviers composant la troisième bande, c'est-à-dire de celle dont les terres ont déjà été lessivées deux fois, s'appellent *eaux de lavage*. On fait passer ces eaux sur les cuviers de la seconde bande, ou de ceux dont les terres n'ont été lessivées qu'une fois, et elles en sortent à l'état de *petites eaux*; enfin, ces petites eaux deviennent *eaux fortes*, lorsqu'elles ont passé sur les cuviers de la première bande chargés en terres

nouvelles. Pendant que les eaux fortes s'écoulent, on décharge les cuviers de la troisième bande pour les remplir de terres neuves, et on y fait passer les eaux fortes. Elles s'y chargent encore de salpêtre; alors elles sont réputées bonnes à évaporer, et appelées *eaux de cuite*.

On perdrait beaucoup de temps si, pour porter les eaux sur une bande de cuviers, on attendait qu'elles eussent entièrement cessé de s'écouler de la bande précédente; il faut avoir soin de les transporter d'une bande sur l'autre, à mesure qu'elles arrivent dans les recettes, et de cette manière les trois bandes se trouvent lessivées presque en même temps. Ce transport des eaux de bande en bande s'effectue avec des seaux ou bien au moyen d'une petite pompe mobile qu'on place dans la recette d'où l'on veut retirer l'eau pour la verser sur une bande de cuviers, ou dans le chéneau qui arrose cette bande. On conçoit que, par ce mode de lessivage, les cuviers qui formaient d'abord première bande, deviennent ensuite seconde, puis troisième; que les terres ne sont jamais retirées des cuviers qu'après avoir été lessivées trois fois; et qu'enfin avec trois bandes de cuviers, on fait réellement le service de quatre.

1561. Il est un autre mode de lessivage beaucoup plus simple, plus commode, et plus économique; il consiste à substituer aux cuviers dont on vient de parler, des caisses de bois de chêne faites en forme de trémies allongées, ayant 4 mètres de longueur, 1 mètre environ de hauteur, et une largeur de 2 mètres dans la partie supérieure, réduite à 13 décimètres dans la partie inférieure. Ces caisses sont percées sur toute la longueur de l'une des deux grandes faces, et presqu'au niveau du fond, de trous *a a a* (fig. 1, pl. 18), espacés d'un décimètre et demi, et propres à recevoir des pissotes ou chantepleures de bois *k* (fig. 2), qui se bouchent ou s'ouvrent à volonté pour l'écoulement des eaux. Le fond est disposé de manière à former un plan incliné

b b (fig. 2), qui s'élève d'un demi-décimètre vers la paroi qui n'est pas percée, et vient aboutir au niveau des trous sur celle qui l'est. On applique sur ces trous une planche *c c*, posée obliquement sur la paroi de devant et le fond; cette planche, de 3 décimètres environ de largeur, est percée de petits trous dans toute sa longueur. On la recouvre en outre d'une claie d'osier, pour empêcher que les terres n'en bouchent les trous, et afin que l'eau de lessivage sorte sans obstacle. Ces caisses doivent être solidement construites en bon bois de chêne de 5 centimètres au moins d'épaisseur; les pièces d'assemblage des quatre faces doivent être fortifiées par des barres de bois *d d d*, etc., (fig. 1 et 3), fixées en queue d'aronde et au nombre de quatorze, dont dix sur les deux faces longitudinales, et quatre sur celles de la largeur; on en consolide les angles par de fortes équerres de fer *e e e*, etc. (fig. 1), que l'on y fixe de distance en distance. Pour que les deux grandes faces n'éprouvent pas d'écartement par la pression de la masse des terres contenues dans les caisses, on réunit ces deux grandes faces par deux boulons de fer à écrou *f f* (fig. 2 et 3), qui les traversent à la distance d'un décimètre du bord supérieur, en pressant l'une et l'autre sur des barres d'assemblage.

Pour éviter toute perte des eaux qui pourraient s'échapper par quelques joints, on place les caisses sur un plancher *g g* (fig. 2), qui aboutit à un chéneau *h* en bois de chêne, creusé en évasement et enfoncé en terre jusqu'au niveau du sol. Celui-ci régnant le long de chaque caisse en aplomb des pissotes, conduit les eaux au moyen d'une légère pente dans des recettes de 4 hectolitres environ de capacité.

1562. Deux de ces caisses peuvent suffire aux travaux de l'atelier le plus considérable, puisqu'elles représentent la contenance d'environ 60 tonneaux de salpêtriers.

Pour rendre ce mode très-simple de lessivage d'une exé-

cution encore plus facile et plus économique, on se sert d'une pompe pour arroser les caisses au moyen de conduites de bois suspendues au-dessus d'elles, percées de distance en distance de trous pour l'écoulement de l'eau, et d'une petite pompe mobile, placée alternativement dans les recettes, pour porter les eaux de lessivage de l'une sur l'autre.

Ces caisses ont l'avantage d'occuper moins d'espace, d'exiger moins de réparations, et de rendre beaucoup plus faciles et plus commodes que dans les tonneaux le chargement et le déchargement des matériaux salpêtrés. Pour représenter les trois bandes ordinairement employées dans les ateliers, il faudrait aussi trois de ces caisses; mais on a reconnu l'inutilité de la troisième.

1563. Il suffit, en effet, pour commencer le lessivage dans ces caisses chargées de matériaux salpêtrés, d'en arroser une d'abord d'une quantité d'eau telle, qu'après avoir bien pénétré toute la masse à lessiver, elle s'élève au-dessus de sa surface d'environ 1 décimètre. On laisse cette première mise d'eau sur la terre jusqu'au lendemain, en tenant les chantepleures fermées; on les ouvre au bout de ce temps, et l'eau va se rendre dans la recette. Lorsque l'écoulement a cessé, on ferme de nouveau les chantepleures, et on charge à plusieurs reprises la caisse en eau pure, jusqu'à ce qu'elle ne marque plus, après avoir passé sur la terre, qu'un demi-degré.

Si l'eau de lessivage obtenue du premier écoulement n'est pas convenablement chargée et donne moins de 10 degrés, on la verse, ainsi que toutes les eaux provenant des lessivages qu'il aura été nécessaire de faire après cette première mise d'eau, sur la seconde caisse chargée, et dont toutes les chantepleures auront été bouchées; on se conduira pour cette seconde caisse ainsi qu'on l'a fait pour la première. Celle-ci sera rechargée en terres nouvelles pour recevoir les eaux faibles de la seconde, qui, ayant à son

tour été lessivée jusqu'au terme d'épuisement indiqué, sera rechargée de même, et ainsi de suite.

1564. *Saturation des lessives.* La lessive ainsi obtenue renferme, outre le salpêtre, tous les sels solubles contenus dans les matières qu'on a traitées, et de plus une certaine quantité de substances organiques solubles. On ne connaît pas bien la nature et les propriétés de ces substances organiques, qui peuvent varier selon les divers cas. A l'égard des sels, on sait déjà qu'ils sont tous ou des nitrates ou des chlorures, et que le rapport qui existe entre eux varie d'une localité à l'autre.

Ces sels sont à peu près dans le rapport suivant, dans les eaux de lavage des bons plâtras de Paris :

Nitrate de potasse et chlorure de potassium.	10
Nitrate de chaux et de magnésie. .	70
Chlorure de sodium.	15
Chlorure de calcium et de magnésium	5
Total. . . .	100

C'est ce mélange ou un mélange analogue qu'il faut traiter de manière à convertir en nitrate de potasse tous les nitrates qu'il contient; on peut se servir pour cette opération de potasse du commerce, de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, ou simplement de cendres.

1565. On emploie la potasse dissoute dans le double de son poids d'eau, on mêle cette dissolution avec des eaux de cuite, et on remue le mélange. Il se dépose sur-le-champ du carbonate de chaux et de magnésie, et il reste seulement dans la liqueur du nitrate de potasse, du chlorure de potassium et du sel marin. Le dépôt étant fait, on décante et on évapore.

1566. Lorsqu'on emploie le sulfate de potasse, il faut remplir aux trois quarts une cuve profonde, d'eau de cuite poussée à environ 20 degrés par l'évaporation ou par le

mélange d'un peu d'eau mère, et y verser environ un cinquième en mesure d'une dissolution de sulfate à 20 degrés. On agite le mélange comme pour la dissolution de potasse; il se trouble à l'ordinaire, et il s'y fait un précipité un peu plus lentement, à la vérité; mais les eaux en sont ensuite considérablement décolorées. On peut augmenter ou diminuer la dose de dissolution de sulfate suivant la nature des eaux salpêtrées. Mais il faut toujours en mettre assez pour décomposer complétement les sels de chaux. Ce procédé est moins commode que le précédent, en ce que la réaction n'a lieu qu'à chaud et que par conséquent le précipité de sulfate de chaux qui se forme vient se déposer sur les parois de la chaudière. Il est évident que le sulfate de potasse ne débarrasse pas des sels de magnésie, mais on peut y parvenir très-simplement. Pour cela, on mêle d'abord les eaux avec un petit excès de lait de chaux, on agite bien et on laisse réagir les matières pendant quelque temps, en ayant soin de remuer. La magnésie se dépose et se trouve remplacée par la chaux dans ses combinaisons. Alors il est évident que par l'addition du sulfate de potasse en quantité convenable, tous les sels de chaux seront décomposés, et il ne restera plus dans la liqueur que du nitrate de potasse, du chlorure de potassium et du sel marin avec un peu de sulfate de chaux.

1567. Pour le traitement des eaux de cuite par le moyen des cendres, on prendra un cuvier disposé ainsi que ceux qui servent à lessiver les terres; on recouvrira la paille mise sur le faux fond d'un morceau de grosse toile d'emballage très-claire. On aura préparé à l'avance des cendres neuves qui, après avoir été passées dans un crible pour en séparer les charbons, auront été humectées très-également, et au point qu'en les serrant dans la main, elles se forment en mottes faciles à briser. Dans cet état, on en met sur la toile un lit d'environ 16 centimètres d'épaisseur, qu'on presse en le battant d'abord légèrement, et plus fortement en-

suite, avec un pilon de bois aplati en dessous. On continue d'ajouter de nouveaux lits de cendres battues de la même manière, jusqu'à ce que le cuvier en soit à moitié rempli; alors on en unit la surface avec une truelle, qui sert à la râcler toutes les fois qu'on y met de nouvelles eaux. Il est nécessaire de placer sur ce cendrier une corbeille remplie de paille, pour empêcher que les eaux qu'on y verse ne le dégradent.

On fait passer toutes les eaux de cuite sur un nombre de ces cendriers relatif à leur quantité, et dans la proportion de 15 mesures d'eau pour 1 mesure de cendres. Ces cendres doivent être ensuite mêlées aux terres neuves à lessiver, pour les dépouiller de l'eau salpêtrée qu'elles ont retenue.

Les eaux de cuite, en traversant un cendrier ainsi disposé, éprouvent la même décomposition que par l'emploi direct de la potasse, et elles en sortent très-claires. Le sulfate de potasse des cendres se trouve utilisé en même temps que le carbonate.

1568. On peut enfin se servir de chlorure de potassium pour opérer la décomposition des sels de chaux. A cet effet, on se débarrasse des sels magnésiens, au moyen du lait de chaux. Puis, on ajoute à la liqueur décantée la proportion nécessaire d'un mélange de chlorure de potassium et de sulfate de soude fait atome à atome, c'est-à-dire 93 de chlorure de potassium et 89 de sulfate de soude. Par là on obtient la précipitation de la chaux sous forme de sulfate, et d'ailleurs pendant l'évaporation ce mélange agit, en raison de l'action réciproque des deux sels qui le composent, comme le ferait un mélange de sel marin et de sulfate de potasse.

On peut donc par des additions convenables de sulfate de soude transformer en sel marin tout le chlorure de potassium qui existe dans les eaux salpêtrées et utiliser la potasse qu'il représente.

1569. *Première cuite*. Lorsqu'on a la quantité d'eau de lessivage saturée, nécessaire pour faire une cuite ordinaire, on remplit de cette eau une chaudière de cuivre, fig. 4, 5, 6, montée sur un fourneau dans lequel on fait un feu suffisant pour la faire bouillir. A mesure que cette eau diminue par l'évaporation, il faut la remplacer par de nouvelle eau; mais si l'on en verse une trop grande quantité à la fois, on produit un refroidissement qui, en suspendant l'ébullition, retarde sensiblement l'opération. On évite cet inconvénient en plaçant au-dessus de la chaudière le cuvier où se fait la saturation et le dépôt. Celui-ci est muni de trois chantepleures placées à diverses hauteurs, au moyen desquelles on ralentit l'écoulement de la liqueur à volonté, de manière qu'il n'en arrive dans la chaudière qu'en proportion de celle qui s'évapore.

Ce moyen, dans les petits ateliers, supplée au bassin d'évaporation dont on fait usage dans ceux montés en grand et qu'on voit représentés fig. 5 et 6. Ce bassin *b* est chauffé par la fumée qui s'échappe du foyer de la chaudière. Il doit contenir à peu près la moitié du liquide nécessaire pour remplir celle-ci, qu'il alimente au moyen d'un tuyau d'écoulement.

Lorsque l'eau, dans la chaudière de cuite, commence à entrer en ébullition, il se forme d'abord à sa surface, et en grande quantité, une écume blanche due, en général, à des matières animales et végétales. Ces écumes ramassées avec une écumoire et égouttées, sont rejetées parmi les plâtras à exploiter. Pendant tout le temps de l'évaporation ces écumes continuent à se produire. Elles deviennent même plus abondantes vers la fin. On a soin de les enlever à mesure qu'elles se forment, pour les jeter dans un baquet placé au-dessus de la chaudière où elles s'égouttent. Mais comme les dernières écumes sont plus riches en salpêtre, on leur fait subir quelques lavages avant de les reporter sur les plâtras.

La liqueur ne tarde pas ensuite à se troubler ; les portions de carbonate de chaux et de magnésie qui y étaient tenues en dissolution, à l'aide d'un excès d'acide carbonique, s'en séparant à mesure que cet excès d'acide est volatilisé par la chaleur. Ce sont ces matières terreuses que les salpêtriers appellent *boues*. Si on les laissait se déposer au fond de la chaudière, elles pourraient y adhérer assez fortement pour qu'il devînt très-difficile de les en détacher sans l'endommager. Comme d'ailleurs elles nuiraient à la cristallisation et à la pureté du salpêtre, il importe de prévenir ces inconvéniens. On y parvient en plaçant au centre de la liqueur, et à 6 centimètres environ du fond de la chaudière, un chaudron évasé dans lequel ces terres se précipitent pour la plus grande partie, au moyen du mouvement des eaux que l'ébullition dirige de la circonférence au centre. Ce vase est suspendu dans la liqueur par une chaîne de fer tenant à une corde qui glisse sur une poulie fixée au-dessus de la chaudière. On le retire de temps en temps, lorsqu'on présume qu'il est plein ; on le vide dans un baquet placé au-dessus de la chaudière et percé d'un trou, pour y laisser égoutter l'eau qui se sépare des terres.

Il faut avoir l'attention d'entretenir l'ébullition au même degré par une chaleur égale ; un feu ralenti l'arrête ; un feu trop fort produit, surtout vers la fin de la cuite, un gonflement capable de faire passer la liqueur par-dessus les bords de la chaudière.

1570. Les eaux de cuite contiennent plus ou moins de sel marin, suivant la qualité des terres lessivées. Ce sel n'ayant pas, comme le salpêtre, la propriété d'être beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante que dans l'eau froide, cristallise lorsque l'évaporation est assez avancée. On retire alors le chaudron destiné à recevoir les boues ; le sel se précipite au fond de la chaudière, d'où l'on a soin

de le retirer avec l'écumoire, pour le jeter dans une manne d'osier placée au-dessus.

Il est bon, à ce point de la cuite, de ralentir le feu sous la chaudière ; l'opération est un peu plus longue, mais les résultats s'obtiennent avec plus de régularité ; les sels cristallisent plus librement, et observent mieux dans leur cristallisation les lois de leur solubilité. Lorsque le sel marin cristallise avec abondance, la liqueur approche du degré convenable de concentration ; pour en juger, on en fait tomber quelques gouttes sur un corps froid et uni, et si la liqueur est suffisamment réduite, ces gouttes doivent s'y figer et former une cristallisation.

1571. Au bout de quinze à dix-huit heures, le sel marin, ainsi que les corps étrangers qui avaient pu rester suspendus dans la liqueur par le mouvement de l'ébullition, se sont déposés sur les parois et au fond de la chaudière. On décante alors la cuite avec des puisoirs, en prenant toutes les précautions convenables pour éviter de détacher ou d'enlever les sels et les parties terreuses. Dans les petits ateliers, cette liqueur de la cuite, tirée avec les puisoirs, est portée dans des bassins de cuivre. On l'y abandonne à elle-même jusqu'à ce qu'elle soit revenue à la température de l'atmosphère, et que par ce refroidissement la cristallisation du nitrate de potasse soit achevée. Cet effet a lieu plus ou moins promptement, et d'une manière plus ou moins complète, suivant la température ; trois ou quatre jours suffisent en hiver ; il en faut davantage en été, et on obtient un peu moins de salpêtre cristallisé, parce que les eaux surnageantes en retiennent davantage en dissolution. Lorsque la cristallisation a cessé d'avoir lieu, on décante la liqueur, qu'alors on appelle *eau surnageante* ou *eau-mère*, ensuite on dresse les bassins en les élevant deux à deux, inclinés l'un vers l'autre sur un baquet, pour égoutter les cristaux.

Dans les ateliers établis sur une grande échelle, la cris-

tallisation est déterminée d'une manière beaucoup plus prompte et avec une grande facilité : on décante la cuite dans un grand bassin de cuivre à fond plat, dont nous parlerons en traitant du raffinage, et la cristallisation s'obtient par le moyen employé dans cette dernière opération.

1572. On peut tirer parti des *eaux mères* quand elles contiennent encore des nitrates terreux, ainsi que lorsqu'elles renferment un excès d'alcali. Il suffit de les mêler aux eaux de cuite. Si pourtant, à force de répéter cette opération, on obtenait des eaux-mères trop colorées, il vaudrait mieux les rejeter sur les plâtras eux-mêmes.

Quant au salpêtre que contiennent les dépôts terreux, on parvient à les en dépouiller au moyen de lavages, de même que celui qui a été entraîné par les écumes.

Voici le moyen de retirer celui qui est retenu par le sel marin : après avoir mis de l'eau dans une chaudière jusqu'aux deux tiers de sa hauteur, et l'avoir chauffée à l'ébullition, on y fait dissoudre du sel marin pur, jusqu'à ce qu'elle en soit saturée, et après avoir rempli un grand panier d'osier suspendu à une poulie du sel qu'on a à laver, on trempe ce panier dans la chaudière. La liqueur de cette chaudière, qui est complétement saturée de sel marin, ne peut agir que sur le salpêtre qu'elle dissout et qu'elle enlève au sel marin. Au bout de quelque temps, on retire le panier d'osier, et on le fait égoutter ; on recommence avec une nouvelle quantité de sel, et ainsi de suite. Le sel est ensuite vendu aux glaciers, aux manufacturiers ou aux cultivateurs. Il faut s'en méfier pour les usages domestiques, car il peut retenir du cuivre provenant de la chaudière. Les eaux de lavage sont reportées dans le travail ordinaire et mêlées aux eaux de cuite.

On peut aussi procéder d'une autre manière. On met alors le sel marin avec le quart de son poids d'eau et on chauffe jusqu'à 40 ou 50° c. On brasse bien, on retire le résidu et on l'égoutte. L'eau aura dissous presque tout le

nitre et se sera saturée de sel marin, mais elle n'aura dissous que la dixième partie du sel marin employé. On la fera passer de même parmi les eaux de cuite.

Le sel marin brut contient de 5 à 20 pour 100 de nitre. Il vaut donc bien la peine de lui faire subir l'un ou l'autre de ces traitemens. Mais il contient en outre du chlorure de potassium. Pour utiliser celui-ci, il faudrait toujours ajouter à l'eau de nitre une quantité convenable de sulfate de soude.

Raffinage du salpêtre.

1573. Le nitrate de potasse cristallisé brut contient encore environ 25 centièmes de substances étrangères dont il est nécessaire de le séparer. L'opération qui a pour objet cette séparation s'appelle *raffinage du salpêtre*.

Le raffinage du salpêtre est fondé principalement sur la propriété qu'a le nitre d'être bien plus soluble dans l'eau chaude que les chlorures de sodium et de potassium qui lui sont unis.

Il existe plusieurs procédés de raffinage : dans le plus anciennement usité, le salpêtre subit deux dissolutions successives, et il est reproduit par deux nouvelles cristallisations, qui l'amènent au dernier degré de pureté.

Deuxième cuite. Pour l'exécuter, on met dans une chaudière 6 parties d'eau et 30 de salpêtre qu'on y introduit successivement ; on entretient l'ébullition ; les matières grasses extractives et terreuses forment des écumes que l'on enlève. Lorsqu'elles commencent à devenir moins abondantes, on procède à l'opération du collage. Pour cela, on fait fondre dans une bassine de cuivre une petite quantité de colle forte dans de l'eau. On verse ce mélange en deux fois dans la chaudière, puis on brasse bien ; cette colle entraîne avec elle à la surface tous les corps légers suspendus dans la liqueur, ce qui donne lieu à une grande quantité d'écume qu'on enlève promptement. Lorsque

ces écumes deviennent plus rares, on ajoute de l'eau froide dans la chaudière, on brasse, on écume de nouveau; on fait ensuite une seconde, une troisième, une quatrième addition d'eau froide, on ramène alors la liqueur à l'état d'ébullition, et aussitôt on retire le feu du fourneau. Après quelques heures de repos on décante la liqueur dans des bassins de cuivre qu'on recouvre de morceaux de bois pour rendre le refroidissement plus lent à s'opérer. On les met ensuite s'égoutter sur des baquets, comme pour la cristallisation du salpêtre brut.

1574. *Troisième cuite.* Le salpêtre, après ce premier raffinage, est en pains solides; dans cet état, il est déjà plus pur; mais comme il a cristallisé dans des eaux chargées de chlorures, il a dû en entraîner dans sa cristallisation et s'imprégner en outre d'eau saturée de chlorures. Il s'agit de l'en débarrasser. On le fait fondre une seconde fois en portant la mise d'eau au tiers de la quantité de salpêtre; on exécute les collages et lavages ainsi que toutes les autres opérations, de la même manière, puis on fait cristalliser.

Le salpêtre en pains ainsi préparé, est porté sur un théâtre ou glacis. Sur le théâtre sont pratiqués, dans le sens de sa pente, des chéneaux doublés en plomb, le long desquels on dispose les pains deux à deux pour s'y égoutter. Ces chéneaux aboutissent à un conduit qui communique avec une recette. Le local de ce séchoir doit être très-aéré, pour faciliter la dessication des pains; il faut plusieurs mois pour qu'elle ait complétement lieu.

Les produits des raffinages sont, comme on l'a vu, les écumes, le dépôt terreux et les eaux surnageantes à la cristallisation du salpêtre des deuxième et troisième cuites.

Les écumes de la seconde cuite sont traitées comme celles de la première; quant à celles que produit le troisième raffinage, elles diffèrent des autres en ce qu'elles sont plus pures, et qu'elles contiennent beaucoup plus de salpêtre.

On les fait fondre dans une très-petite proportion d'eau, et lorsque la dissolution est complète, on la passe sur un tamis très-fin; la liqueur mise à cristalliser donne du salpêtre de deux cuites très-beau; on mêle ensuite le résidu avec les premières écumes. Les dépôts terreux des raffinages doivent être réunis à ceux dont nous avons parlé à la première opération, pour être traités comme eux; les eaux surnageantes à la cristallisation des deuxième et troisième cuites sont traitées comme celles de la première.

1575. Tel était le mode de raffinage du salpêtre employé autrefois, mais on préfère le procédé suivant :

La chaudière destinée au raffinage se charge la veille du jour où cette opération doit avoir lieu, de 600 kilogrammes d'eau ordinaire, et de 1200 kilog de salpêtre brut. On ne fait alors, sous cette chaudière, que le feu nécessaire pour opérer, pendant la nuit, la dissolution de cette première mise de salpêtre. Le lendemain matin, le feu est augmenté, et la chaudière est chargée à plusieurs reprises de nouvelles quantités de salpêtre, jusqu'à la concurrence de 3000 kilogrammes. Pendant tout ce temps on a soin de bien remuer, et d'enlever exactement les écumes à mesure qu'elles se présentent à la surface de la liqueur. Lorsqu'elle a été pendant quelque temps en ébullition, et que la dissolution du salpêtre est complète, on retire du fond de la chaudière le sel marin non dissous qui peut s'y trouver. On ajoute de temps en temps de l'eau froide à la liqueur, afin de faciliter la précipitation de celui que la chaleur aurait pu maintenir en dissolution. Lorsqu'on s'est bien assuré qu'il ne s'en dépose plus, on verse dans la chaudière une dissolution d'un kilogramme de colle de Flandre dans une suffisante quantité d'eau chaude, on brasse bien, et on écume en faisant plusieurs additions d'eau, jusqu'à la concurrence de 400 kilogrammes, depuis la première mise, de manière à compléter la quantité totale de 1000 kilog.

Lorsque la liqueur du raffinage ne produit plus d'écu-

mes, et qu'elle est devenue parfaitement claire, on cesse toute manipulation; on retire le feu de dessous la chaudière, en laissant seulement dans le fourneau ce qu'il en faut pour l'entretenir jusqu'au lendemain matin à la température d'environ 88° centigrades; elle devra alors marquer 67 ou 68° à l'aréomètre.

On se sert, comme à l'ordinaire, pour décanter la liqueur, de puisoirs et de bassines à main, en prenant toutes les précautions nécessaires pour ne pas troubler la liqueur, et en négligeant les dernières portions. On porte cette liqueur à mesure dans le cristallisoir (pl. 18, fig. 7 et 8), qu'à cet effet on a soin de placer le plus près possible des chaudières de raffinage. Lorsque la totalité de la liqueur de la chaudière y a été versée, on l'agite en y promenant des rabots, à l'aide desquels on lui imprime un léger mouvement, pour faciliter le refroidissement. A mesure que la précipitation du salpêtre cristallisé a lieu, on le ramène avec des râteaux le long des bords du cristallisoir, en l'y amoncelant de manière qu'il puisse s'égoutter très-promptement. On enlève avec des pelles en forme d'écumoires les parties les plus élevées, dès qu'elles commencent à blanchir sensiblement, pour les porter dans les caisses de lavage. En retirant ainsi successivement le salpêtre à mesure qu'il se précipite en aiguilles extrêmement ténues, on a soin de ne pas ralentir un seul instant l'agitation de la liqueur, afin d'éviter qu'il ne s'y forme de plus gros cristaux. Lorsque sa température s'est abaissée de manière à ne plus excéder que d'environ 4 à 5° celle du lieu où l'on opère, c'est-à-dire au bout de 6 à 7 heures, tout le salpêtre qu'elle était susceptible de produire est obtenu. Au moyen de la double pente donnée au cristallisoir, la liqueur surnageante à la cristallisation se trouvant alors totalement réunie à l'une de ses extrémités, et dans le milieu de sa largeur, il est facile de la retirer complétement avec des puisoirs. La quantité s'en élève à peine à 500 ou

600 kilogrammes, et elle se trouve au degré moyen de 45 à 48° à l'aréomètre.

1576. Le salpêtre retiré du cristallisoir, et déposé dans les caisses de lavage (fig. 10 et 11), y est entassé de manière à ce qu'il s'élève de 14 à 16 centimètres au-dessus du niveau de leurs bords supérieurs, afin de compenser ainsi l'affaissement qu'il devra éprouver par l'opération du lavage. On fait, avec des arrosoirs, sur chacune de ces caisses ainsi remplies, et après en avoir bouché les trous du fond avec des chevilles, des arrosages successifs en eau saturée de salpêtre et en eau pure, jusqu'à ce que la liqueur qui s'en égoutte marque à l'aréomètre le degré de la saturation du salpêtre, correspondant exactement à celui de la température de l'atelier. Ce n'est qu'à ce terme, qui indique de la manière la plus certaine que tous les chlorures sont dissous et que l'eau de lavage ne se charge plus que de salpêtre, qu'il convient de s'arrêter.

La liqueur de chaque arrosage doit séjourner environ deux ou trois heures sur le salpêtre. Ce n'est qu'au bout de ce temps qu'on la laisse couler, en ôtant les chevilles, et que les trous doivent rester ouverts jusqu'à égouttage complet, ou pendant environ une heure.

Toute la liqueur provenant de l'écoulement du premier arrosage ainsi qu'une partie de celle du second, est mise à part comme plus chargée de substances étrangères pour être ultérieurement évaporée avec les eaux surnageantes. Le surplus est conservé comme ne contenant que du salpêtre, et pouvant servir par conséquent de nouveau au lavage de ce sel. La quantité d'eau de lavage à employer ne doit jamais excéder trente-six arrosoirs de dix litres chaque. On fait généralement trois arrosages, les deux premiers, de quinze arrosoirs, et le dernier de six. Les eaux de ce troisième arrosage, jointes aux deux tiers de celles du second, pouvant être mises à part pour servir encore au lavage du salpêtre, il s'ensuit nécessai-

rement que dans toute raffinerie chaque caisse, lavée une fois seulement avec de l'eau pure, fournira toujours pour une nouvelle caisse à laver un premier arrosage en eau déjà saturée de salpêtre, et qu'en général lorsque le lavage total ne pourra pas être moindre de trente-six arrosoirs par caisse, il se composera de quinze arrosoirs d'eau saturée de salpêtre et de vingt-un d'eau pure.

Le salpêtre, après avoir séjourné cinq ou six jours dans les caisses où il a été lavé, est porté dans le bassin de dessication. Ce bassin est chauffé par la fumée de la chaudière près de laquelle il se trouve placé. On a soin d'y remuer presque continuellement le salpêtre, avec de fortes pelles de bois, afin d'éviter qu'il n'adhère au fond du bassin, qu'il ne se forme en mottes, et pour que la chaleur en pénètre plus également toute la masse. Ce n'est qu'au bout d'environ quatre heures qu'il peut être complétement sec; ce qu'on reconnaît aisément, lorsqu'en le remuant il ne s'attache plus à la pelle, et lorsqu'en le pressant fortement dans la main il ne se casse plus en grumeaux : il est alors parfaitement blanc et pulvérulent. Dans cet état on le passe dans un tamis de laiton pour diviser les mottes et séparer les corps étrangers qui auraient pu s'y mêler; après quoi, il est renfermé dans des sacs, futailles ou barils. On peut facilement charger deux fois ce bassin et y sécher 7 à 800 kilog. de salpêtre. On obtiendra, par cette dernière opération, pour produit moyen d'un raffinage de 3000 kilog., 1750 à 1800 kilog. de salpêtre très-pur, tout préparé pour la confection de la poudre.

1577. Pour retrouver le reste du salpêtre, on soumet les eaux-mères à un traitement particulier. Celui-ci ne serait pas nécessaire, si le salpêtre traité eût été bien dépouillé de sels terreux. Mais quand il s'en trouve, non-seulement ils ne cristallisent pas, mais ils s'opposent à la cristallisation du salpêtre lui-même. Le traitement des eaux-mères

a donc pour objet la décomposition de ces sels terreux qu'on aurait peut-être pu détruire avant de procéder à l'opération qui précède. Voici du reste comment on opère. On charge l'une des chaudières de la raffinerie de toute la quantité qu'elle peut contenir d'eaux surnageantes aux raffinages, auxquelles, ainsi qu'on l'a observé, celles provenant des premiers arrosages auront dû être réunies. Dès que l'ébullition a commencé, l'eau qui s'évapore est continuellement remplacée par de nouvelles eaux qu'on y ajoute successivement jusqu'à concurrence de 70 bardées, y compris la première mise dans la chaudière; c'est-à-dire 60 bardées d'eaux surnageantes, et 10 bardées d'eaux des premiers arrosages. On doit faire en sorte que ces eaux, ainsi ajoutées en remplacement, coulent peu à peu dans la chaudière au moyen d'un bassin d'évaporation ou d'un cuvier placé dessus, et qu'elles aient ainsi acquis un degré de chaleur suffisant pour n'en pas interrompre l'ébullition. On a soin d'écumer et d'enlever très-fréquemment le sel marin du fond de la chaudière, pendant tout le temps que cette addition d'eau, qui peut durer quatre ou cinq jours, a lieu. Lorsqu'elle a cessé, et que la liqueur de la chaudière est réduite aux deux tiers de son volume, on y introduit une dissolution d'un kilogramme de colle dans environ 15 kilogrammes d'eau chaude, et on brasse. On écume comme à l'ordinaire, en continuant de retirer le sel marin, qu'on lave à mesure dans une petite quantité d'eau chaude, qui est ensuite versée dans la chaudière. Lorsque la liqueur a été convenablement clarifiée par l'opération du collage, on ajoute une bardée (100 kilogr.) d'eau froide, et l'on retire avec soin tout le sel marin précipité. On y introduit alors une dissolution de potasse, qu'il est nécessaire d'étendre d'eau pour faciliter la décomposition des nitrates terreux, la précipitation de leurs bases, et faire cesser totalement l'ébullition de la liqueur. Après avoir bien brassé le mélange et avoir retiré une

partie du feu de dessous la chaudière, on la laisse reposer pendant environ douze heures, ce temps devant suffire pour que le précipité se soit complétement déposé au fond de la chaudière. On décante la liqueur dans le cristallisoir, avec les précautions nécessaires pour ne pas la troubler; elle y est traitée de la même manière que la liqueur des raffinages. On en retire 6 à 7 bardées au plus d'eaux surnageantes, et on obtient en dernier résultat le restant du salpêtre parfaitement pur, quand il a été soumis au lavage.

Le traitement des eaux surnageantes à la cristallisation du salpêtre obtenu par l'opération qui vient d'être décrite est conduit de la même manière. Quant aux lavages des écumes et du sel marin, ils se font comme à l'ordinaire.

Essai du salpêtre.

1578. Le salpêtre brut ou de première cuite contient beaucoup de chlorures, mais quand il a été broyé, puis lavé à l'eau de cuite froide, il n'en reste guère que 12 ou 15 pour 100. C'est à ce titre que les salpêtriers doivent le remettre à l'administration qui se charge du raffinage. Mais pour apprécier le titre exact du salpêtre, il faut lui faire subir un essai.

Pour déterminer d'une manière précise la qualité du salpêtre, on verse dans un bocal contenant 4 hectogrammes de ce sel un demi-litre d'eau saturée de nitre pur; on agite continuellement ce mélange avec une baguette de verre pendant un quart d'heure et on laisse reposer un instant. Quand le sel s'est déposé, on décante la liqueur sur un filtre.

On verse sur l'échantillon une nouvelle quantité de liqueur saturée, égale à la moitié de la première; on agite encore pendant quinze minutes, après quoi on verse le tout sur le filtre où l'on a décanté le premier lavage, ayant soin de bien laver le bocal et d'entraîner avec une cuillère jusqu'aux derniers atomes apparens de salpêtre.

Il est essentiel d'observer que, d'après des expériences faites avec soin, les 7 décilitres et demi de la liqueur saturée employée aux deux lavages successifs de l'échantillon de salpêtre, pesant ensemble à peu près 88 décagrammes, ne peuvent dissoudre qu'environ 264 grammes de sel marin, ce qui, pour les 400 grammes de l'échantillon, serait dans le rapport de 0,66; de sorte que, si la proportion de ce sel se trouvait y être plus forte, l'excédant ne serait pas dissous, et se trouverait faire partie, dans le résidu, du poids considéré comme nitrate de potasse.

Pour obvier à cet inconvénient, il sera indispensable, toutes les fois qu'une épreuve donnera une perte de poids de plus de 240 grammes ou de 0,60, de laver une troisième fois le résidu avec une nouvelle mesure d'un demi-litre de liqueur saturée, quantité plus que suffisante pour dissoudre le reste de l'échantillon, en supposant qu'il fût formé en totalité de sel marin.

L'échantillon étant totalement égoutté, on enlève le filtre avec précaution, pour éviter qu'il ne se déchire et pour ne pas perdre de salpêtre. On le déploie sur une double feuille de papier gris étendue sur un boisseau plat, garni de rognures de filtres, recouvrant un lit de matières absorbantes, comme de la craie, de la chaux, des retailles de pierres, des cendres, etc. On distribue, le plus également possible, avec une cuillère, le salpêtre sur le filtre déployé, et le boisseau est placé sur le double fond de la table du laboratoire. Il y est ainsi laissé pendant vingt-quatre heures, temps nécessaire pour enlever au salpêtre, par imbibition, la plus grande partie de l'eau saturée, qui, mouillant l'échantillon, s'opposait à ce qu'on le retirât facilement de dessus le filtre.

Le salpêtre est enlevé pour la plus grande partie avec la cuillère; et pour le surplus, on se sert d'un couteau en forme de spatule, afin de détacher toutes les parties du sel sans attaquer le papier. On met le tout dans le bocal

où l'échantillon a été lavé, et ce bocal est placé sur un bain de sable pour achever la dessication du salpêtre à un feu doux, que l'on entretient jusqu'à ce que le sel n'y adhère plus, ni à la baguette de verre avec laquelle on l'agite.

Enfin on prend exactement le poids du salpêtre séché, et la différence entre ce résultat et les 400 grammes du salpêtre brut soumis à l'épreuve, donne en y ajoutant 2 p. cent de l'échantillon, c'est-à-dire 8 grammes, la quantité réelle de matières étrangères contenues dans l'échantillon éprouvé, et par conséquent dans toute la livraison dont il faisait partie.

Cette addition de 2 pour 100 a pour objet de remédier à une cause d'erreur facile à concevoir. L'eau saturée de nitre, non-seulement n'en dissout plus, mais encore en laisse précipiter pendant qu'elle se charge de sel marin. La quantité de nitre déposé, par cet effet, doit donc être soustraite, et on l'évalue à 2 pour 100 d'après des essais faits avec soin.

CHAPITRE XIV.

Poudre à canon. — Ses propriétés, sa préparation et ses emplois.

1579. Tout le monde connaît ce mélange singulier qui depuis tant d'années décide de la destinée des peuples. Tantôt, favorable aux progrès de la civilisation, la poudre offre au mineur ou à l'ingénieur un moyen prompt et sûr de briser les obstacles que présente l'écorce du globe; tantôt instrument de fête; elle devient entre les mains de l'artificier le symbole éclatant des réjouissances

publiques ; tantôt enfin, instrument de carnage, elle lance un plomb meurtrier et règle le sort des empires. Mais quelles que soient ses applications, la poudre conserve toujours son caractère essentiel. Comme agent mécanique, elle prend place à côté de la vapeur pour la puissance et la dépasse de beaucoup par la généralité de ses emplois et par la facilité avec laquelle elle se prête à toutes les modifications qu'on peut exiger dans la pratique.

L'invention de la poudre forme une des grandes époques de l'histoire des hommes. Ce mélange, qui a si peu d'importance aux yeux de la chimie, mérite au contraire de notre part une attention très-particulière, soit en raison de ses applications industrielles, soit à cause des graves intérêts politiques auxquels il se rattache aujourd'hui. Nous allons donc étudier avec soin sa composition, ses propriétés, sa préparation et ses divers usages.

1580. La poudre est un mélange à proportions variables de nitre, soufre et charbon. Des expériences nombreuses et soignées ont été faites à diverses époques pour fixer le dosage le plus convenable, et chose singulière, on en est toujours revenu aux dosages recommandés par les plus anciens écrivains qui se soient occupés de l'histoire de la poudre ; ce qui montre que dès l'origine elle fut soumise à des épreuves bien dirigées.

Chacun sait que la poudre ne manifeste ses effets qu'au moment où on l'enflamme, et la nature du mélange qui la constitue suffit pour indiquer qu'elle tire sa puissance de sa transformation subite en produits gazeux qui ne peuvent consister qu'en acide carbonique, oxide de carbone, azote ou oxide d'azote. Ces données générales nous suffisent pour apprécier les conditiqns dans lesquelles doivent se trouver les matières qui constituent la poudre.

Préparation et choix des matières premières.

1581. *Nitre et soufre.* Ces deux matières doivent être

pures. Nous venons de montrer par quels procédés le nitre se prépare; nous savons déjà comment le soufre se distille. Le soufre distillé en masse est celui qu'on emploie en France, pour fabriquer la poudre, parce qu'il réunit à un prix assez bas, le degré de pureté qui se rencontre dans la fleur de soufre lavée; car dans la fleur de soufre brute on aurait à redouter les effets des acides sulfureux et sulfurique dont elle est toujours imprégnée.

1582. *Charbon.* Le charbon nécessaire pour la fabrication de la poudre demande un choix attentif, soit pour la qualité du bois qui le fournit, soit pour le mode de fabrication employé. En France, on préfère les charbons de Bourdaine, de Peuplier, d'Aune, de Tilleul et de Saule. Mais les charbons de Coudrier, de Fusain, de Cornouiller et bien d'autres sans doute, peuvent être employés avec le même avantage. En Espagne, on préfère le charbon de Chanvre.

Cependant, tous les charbons ne sont pas également propres à la fabrication de la poudre. Proust a donné un moyen simple de les essayer. Il fait un mélange de douze grains de charbon et de soixante-douze grains de nitrate de potasse. Ce mélange soigneusement broyé est introduit et tassé dans un petit tube en cuivre de deux pouces et demi de longueur sur trois lignes de diamètre. On amorce le haut du tube avec un peu de poudre de chasse, on place à quelques lignes au-dessous du bord supérieur du tube, une rondelle en liége destinée à le maintenir flottant dans un vase plein d'eau.

Au moyen de toutes ces précautions, on rend aussi semblables que possible, les conditions dans lesquelles s'effectue la combustion du mélange. Il est évident que le charbon qui brûlera le plus vite sera le meilleur, et qu'en outre tout charbon qui s'éloignerait de la durée moyenne de ceux que l'expérience fait regarder comme bons, doit être rejeté.

1583. Voici quelques résultats donnés par Proust.

Mélange de soixante-douze grains de nitre, avec douze grains de charbon.	Durée de la combustion en secondes.	Poids du résidu.
De chanvre ou chenevotte.	10	12 grains
— tiges d'asphodèle.	10	12
— sarment.	12	20
— tiges de pois chiches.	13	21
— pin.	17	30
— bourdaine.	20	24
— fusain.	21	27
— coudrier.	23	30
— tiges de pimens	25	36
— canne de maïs.	25	38
— châtaignier.	26	36
— noyer.	29	33
— grains de maïs	55	43
— houille, coke.	50	45
— sucre.	70	48

Il est même des charbons qui ne peuvent point brûler dans le tube, ce sont les suivans :

Charbons d'amidon, d'indigo,
de blé, de gluten,
de riz, de gélatine,
de noix de galle, d'albumine,
de gaïac, de sang,
de bruyère ; de cuir.

C'est-à-dire tous les charbons de matières animales et ceux de quelques substances végétales.

Il est probable que les charbons d'un bon emploi pour la fabrication de la poudre sont ceux qui se trouvent placés à partir du coudrier et au-dessus dans le tableau qui précède.

A la colonne de la durée des combustions, s'en trouve jointe une autre qui exprime le poids du résidu resté dans le tube. Elle montre que celui-ci est d'autant plus faible

en général que la combustion est plus vive, ce qui pourrait entre les mains d'un observateur intelligent suppléer à la première méthode, qui exige une montre ou un pendule à secondes.

1584. Quel que soit celui des divers bois indiqués plus haut qu'on choisit, il convient toujours de le couper dans la sève et jamais quand il est mort. Il faut préférer les branches de cinq à six ans et les écorcer, parce que l'on sait que la proportion des cendres est plus grande dans les vieux bois et dans l'écorce, ce qui diminue d'autant la dose réelle du charbon. A la vérité, on pourrait tenir compte de la quantité de cendres, mais leur présence peut nuire par d'autres motifs que nous ignorons, et à cet égard, il est bon de s'en rapporter à l'expérience et aux traditions, tant que des épreuves de longue durée n'auront pas prononcé.

Les branches qu'on veut charbonner doivent être choisies autour de la grosseur moyenne de 2 centimètres environ. On refend celles qui sont trop grosses. Les bois ainsi préparés sont mis en fagots de 2 mètres de long, de 3 décimètres de diamètre et du poids de 15 kilogrammes environ.

La carbonisation de ces bois ne peut pas s'effectuer par le procédé ordinaire des meules. La terre dont on revêt les meules se mêlant au charbon, causerait des inconvéniens de tout genre relativement à l'objet qu'on se propose. On emploie donc ici de préférence la carbonisation *en fosses*, *en fours*, ou même la *distillation*.

1585. *Carbonisation en fosses*. Pour qu'elle réussisse bien, il est nécessaire que les fosses ne soient pas d'une trop grande dimension.

Pour fabriquer 1000 kilog. de charbon à la fois, quantité qui paraît déjà trop grande, on établit une fosse de 3 mètres de large, 3 mètres de long et 12 décimètres de profondeur. Les quatre parois en briques, ainsi que le fond,

doivent être construits avec soin. Le fond est plat, les côtés en talus et les briques posées de champ. Le pourtour de la fosse est battu avec soin pour former une aire que l'on balaie sur deux côtés opposés de la fosse, les deux autres étant occupés par des tas de sable argileux, un peu gras, mais pourtant facile à manier avec la pelle.

Ces dispositions faites, on place une forte perche en travers de la fosse. On appuie sur celle-ci le premier rang de bottes de bois que l'on veut brûler, de façon toutefois à ménager un espace vide au fond de la fosse. On recouvre ce premier rang de plusieurs autres, de manière à former un tas régulier qui dépasse la fosse d'environ un mètre. On arrange ainsi deux cents bottes, plus ou moins, en ayant soin que le tas n'ait pas dans le haut plus de largeur que la fosse, et en conservant une communication avec l'espace vide conservé au fond de celle-ci. On a préparé dans cet espace un bûcher de paille et de menu bois, auquel on met le feu quand le bois est préparé. On bouche de suite avec quelques bottes l'issue que l'on avait conservée pour cela, et bientôt la flamme se manifeste de toutes parts.

On abandonne l'opération, jusqu'à ce que la perche qui brûle elle-même vienne à se rompre et laisse crouler les bottes qu'elle soutenait. La masse s'affaisse alors, et le charbon brûlerait en partie, si l'on n'avait soin d'alimenter le feu avec de nouveau bois. On rajoute donc, peu à peu, des bottes conservées, à cet effet, en quantité à peu près égale à celle qu'on avait employée d'abord. Mais, comme la disposition régulière du tas est alors dérangée, il devient nécessaire de ranimer la combustion partout où elle se ralentit faute de l'air nécessaire. On y parvient en soulevant, de temps à autre, la masse avec des crochets de fer, partout où il en est besoin.

1586. Quand la combustion s'opère sans flamme, on regarde la carbonisation comme achevée, si d'ailleurs on a ra-

jouté assez de bois pour que la fosse soit comblée. On en unit promptement la surface et on la recouvre avec une couverture de laine mouillée. On jette de suite sur celle-ci la terre préparée d'avance, et on la comprime à mesure avec les pieds, de manière à ne laisser aucun vide entre le charbon et la couverture. Cette opération doit se faire vite, mais avec prudence, afin que la couverture ne se déchire nulle part, ce qui donnerait issue à la flamme d'abord, puis à l'air, et enfin à la terre qu'on serait forcé d'employer pour boucher la fente. On continue ainsi, jusqu'à ce qu'il ne paraisse plus de fumée, en ayant soin de comprimer de préférence les points où elle sort avec le plus de force.

La fosse ne peut être vidée qu'au bout de trois ou quatre jours. Avant ce terme, le charbon risque de s'enflammer à l'air. Lorsqu'elle est suffisamment refroidie, on enlève avec soin la terre et la couverture, on retire le charbon à la pelle et on en sépare les portions qui n'ont point été suffisamment carbonisées.

Le produit en charbon varie; mais de 400 bottes, du poids moyen de 15 kilog., formant en tout 5000 kilog. de bois, on doit retirer 950 à 1000 kil. de charbon, c'est-à-dire 16 à 17 pour 100.

Comme on voit, ce procédé ressemble beaucoup à celui de M. Lachabeaussière (566), et il serait bien amélioré, si on empruntait à ce dernier le couvercle en tôle pour étouffer le feu, et si d'ailleurs on rendait la fosse circulaire, en réduisant sa capacité d'un tiers ou de moitié.

1587. *Carbonisation en fours.* Ce procédé, regardé comme le moins avantageux, ressemble complétement à celui que nous avons décrit (638) pour la fabrication du coke. Le four est à double entrée. L'âtre en briques est plat et la voûte aussi en briques est cylindrique. On ouvre les deux portes, on met dix bottes de bois sur l'âtre et on les allume. Quand le feu est bien actif, on ferme la porte

par laquelle on l'a allumé, et on laisse l'autre ouverte pour donner issue à la fumée. On attise de temps en temps le bois et on repousse vers le fond toutes les portions carbonisées. Quand la carbonisation approche de son terme, on ferme la seconde porte. Au bout d'un quart d'heure, on retire le charbon, et on le fait tomber dans des étouffoirs en tôle où on le laisse pendant deux jours.

Pour améliorer ce procédé, qui occasione beaucoup de déchet, il faudrait adopter les dispositions du four à coke et conduire l'opération comme dans celui-ci.

1588. *Charbon distillé.* Cette espèce de charbon fut employée d'abord en Angleterre avec succès; on essaya d'en préparer en France, mais, faute de renseignemens suffisans, on distilla trop sans doute, et les charbons obtenus ne furent ni meilleurs ni plus mauvais que ceux qu'on préparait par la méthode ordinaire.

L'avantage de la distillation consiste dans la facilité qu'elle donne de pousser à volonté la carbonisation plus ou moins loin, d'une manière uniforme pour toute la masse employée, et par conséquent de s'arrêter à l'état de fumeron, si on le désire. C'est précisément à cet état que sont amenés les charbons anglais et ceux qu'on prépare maintenant en France par distillation. Tandis que les charbons préparés par les fosses ou les fours sont noirs, ceux-ci présentent une couleur brune tout-à-fait semblable à celle de l'ulmine. Ils sont légers, friables, très-tachans, et presque entièrement solubles dans la potasse caustique.

Ces charbons donnent une poudre de qualité supérieure pour les petites armes, vraisemblablement en raison de la facilité avec laquelle ils s'enflamment. On les prépare en distillant le bois dans des cylindres de fonte.

Ces cylindres ressemblent beaucoup à ceux qui sont en usage pour la fabrication du gaz de l'éclairage. Mais leur forme est réellement cylindrique au lieu d'être elliptique

ou prismatique. Ils ont environ cinq pieds de long et deux pieds de diamètre.

Le côté ouvert, par lequel on charge et décharge le cylindre, est bouché pendant l'opération, au moyen d'un obturateur en tôle à deux feuillets. A l'autre extrémité se trouvent quatre ouvertures, dont trois sont destinées à reconnaître la marche de l'opération, au moyen des baguettes de bois qu'elles permettent de tirer de tems à autre. La quatrième livre une issue aux produits gazeux ou aux vapeurs. Ces produits viennent se rendre dans un canal commun qui les porte dans la cheminée générale.

Dans ces appareils, on maintient la température à un degré très-bas. Elle n'atteint jamais le rouge. La durée de la carbonisation fait varier les produits d'une manière très-remarquable.

Ainsi, quand la carbonisation est faite en six heures, on obtient un charbon presque noir, et le produit varie de 28 à 33, pour 100 de bois supposé sec.

Quand on emploie, au contraire, douze heures pour l'opérer, le charbon est d'un brun jaunâtre, et le produit s'élève de 38 à 40 pour 100 de bois sec. Dans ce dernier cas, le produit obtenu ne mérite en rien le nom de charbon. Tout est à l'état de fumerons.

Dans ces appareils, la consommation de combustible est considérable. A la vérité, on n'y brûle pas les gaz qui proviennent de la distillation du bois, ce qui ferait un peu d'économie. Pour distiller 100 de bois, on consomme 132 de tourbe.

Cette consommation augmente beaucoup, quand on place le bois dans un cylindre de tôle qui se glisse tout chargé dans le cylindre de fonte. On évite alors le transport dans les étouffoirs, car, l'opération finie, on retire cylindre de tôle, on le bouche, et il sert lui-même d'étouffoir.

Par cette disposition, la communication de la chaleur

devenant plus difficile, on est obligé de consommer, pour distiller 100 de bois, au moins 232 de bois ou environ la même quantité de tourbe.

Du reste, l'opération est facile à conduire. On charge les cylindres, et on les échauffe à un feu très-doux. De temps en temps, on examine la couleur des vapeurs qui se dégagent par le tuyau qui sert à les conduire dans la cheminée. Quand ces vapeurs sont jaunes, et que les montres qu'on retire sont elles-mêmes d'un brun jaune, qu'elles sont cassantes, et que leur surface présente un éclat analogue à celui que donne le frottement du brunissoir, l'opération touche à sa fin. On laisse alors tomber le feu, et la carbonisation s'achève d'elle-même, au moyen de la chaleur communiquée au bois par la cornue ou les parois du fourneau.

La carbonisation achevée, on ouvre la cornue, on retire le charbon, et on le met dans des étouffoirs, où il reste jusqu'à ce qu'il soit refroidi.

1589. *Charbon de chènevotte.* Ce charbon, exclusivement employé en Espagne, est regardé par Proust comme celui qui réunit le mieux toutes les qualités qu'exige la fabrication de la poudre; mais il ne semble pas qu'il soit véritablement supérieur à ceux dont on se sert en France. La préférence qu'on lui accorde en Espagne tient surtout à la rareté du bois dans ce pays.

Voici comment on le prépare. On pratique sur un sol calcaire une fosse de 13 à 14 pieds de long, sur 8 de large et 2 de profondeur; sur son fond soigneusement balayé, on étend un lit de chènevottes de trois à quatre pouces d'épaisseur; on y met le feu sur plusieurs points à la fois, puis, au moment où la flamme commence à s'élever, on l'étouffe en la couvrant de chènevottes. Bientôt la flamme s'ouvre de nouvelles issues, et de nouveau elle est étouffée par un lit de chènevottes. On continue ainsi, jusqu'à ce que la fosse soit remplie de braise. Quand le charbon est

suffisamment calciné, un ouvrier en arrose légèrement la surface, tandis qu'un autre soulève la masse avec une fourche pour que l'eau puisse pénétrer partout. On extrait tout de suite le charbon ainsi éteint et l'on recommence une nouvelle opération.

Chaque fosse produit de 4 à 5 quintaux de charbon par jour; 100 parties de chenevotte rendent de 14 à 17 de charbon.

Pendant long-temps, on a fait ce charbon dans des jarres de terre cuite, enterrées jusqu'à la bouche, avec les précautions en usage pour la fabrication du charbon en fosse. Dans le village du Toboso, des jarres énormes de cent à deux cents quintaux étaient fabriquées pour cet emploi.

Ce charbon est excessivement léger, très-friable, brillant et comme formé d'écailles fort tenues et d'apparence micacée, qui se séparent sous le moindre frottement. C'est surtout par la facilité avec laquelle il se réduit en poussière que ce charbon se recommande.

1590. Le charbon, préparé par les procédés ordinaires, doit être en bâtons longs, secs et sonores; d'une cassure nette, laissant voir la texture du bois. La surface doit être lisse, mais point brillante.

Toute la menuaille doit être mise à part pour les poudres inférieures; elle absorbe en effet plus d'humidité que le charbon en morceaux, qui, par cette raison, est réservé aux poudres de guerre et de chasse.

Quelquefois, au lieu d'étouffer le charbon, on l'éteint en l'arrosant avec de l'eau. Cette méthode présente un double inconvénient qui l'a fait rejeter. Le charbon ainsi préparé, conserve environ 20 ou 25 pour 100 d'eau, ce qui peut tromper un acheteur trop confiant. Mais en supposant qu'on tienne compte de l'humidité, ce qui est facile, il paraît certain que ce charbon ne donne de bonne poudre qu'autant qu'il est employé de suite. S'il reste quelque

temps en magasin, il éprouve des altérations qui influent sur la force des poudres d'une manière fâcheuse.

Enfin, avant de procéder à la fabrication de la poudre, il faut encore soumettre le charbon à un triage minutieux pour en séparer toutes les portions de terre ou les débris de cailloux qui pourraient s'y rencontrer et qui, sous le choc des pilons risqueraient de donner des étincelles capables d'enflammer la poudre.

Dosage de la poudre.

1591. Les dosages ont varié suivant les époques et les localités; le plus anciennement connu, est celui-ci :

Salpêtre.	0,750
Soufre.	0,125
Charbon.	0,125

Toutefois, il n'a pas toujours été conservé et on a été conduit à la modifier, mais on a toujours été forcé d'y revenir; c'est celui que les anciens auteurs désignent par la formule *six as* et *as* ou *six*, *un* et *un*, car tel est le rapport du salpêtre aux autres matières.

On a employé tour à tour les dosages suivans :

Poudre de Bâle. . . .	0,76 salpêtre.	0,10 soufre.	0,14 charbon.
id. de Grenelle. .	0,76.	0,12.	0,12
id. de Guyton. .	0,76.	0,09.	0,15
id. du même. . .	0,7732. . . .	0,914	0,1344
id. de Riffault. .	0,775. . . .	0,075.	0,150
id. du Bouchet. .	0,77.	0,095.	0,135

Le premier de ceux-ci est, dit-on, le meilleur pour la poudre de guerre; cependant, malgré la supériorité qu'il donne à la poudre récemment préparée, on est forcé, lorsqu'elle doit subir de fréquens et longs transports, ou qu'elle doit rester pendant un certain temps dans les magasins, de le remplacer par le plus ancien.

Voici les dosages français :

	Poudre de guerre.		id. de chasse.		id. de mine.		id. de traite.
Salpêtre. . . .	75,0	——	78	——	65	——	62
Soufre.	12,5	——	10	——	20	——	20
Charbon. . . .	12,5	——	12	——	15	——	18

1592. Ces derniers dosages, consacrés par une expérience de plusieurs siècles, repoussés quelquefois et toujours rétablis par des expériences dirigées avec le plus grand soin, méritent une attention particulière et une discussion qu'on ne trouvera pas déplacée, si on veut la considérer comme un exemple du mode de recherche par lequel la chimie arrive à éclaircir les questions les plus compliquées de la pratique.

Prenons d'abord la voie théorique.

Quand on examine avec attention les phénomènes qui accompagnent la détonation de la poudre, on reste convaincu qu'il ne peut se produire que des composés à proportions définies. Par conséquent, bien que la poudre ne soit qu'un simple mélange, il n'en est pas moins nécessaire d'admettre des rapports simples entre les matières qui la composent. C'est ici l'une des plus curieuses applications de la théorie des proportions chimiques. Mais ce n'est toutefois qu'un cas particulier d'une règle générale. Il est évident, en effet, que si l'équilibre des molécules est troublé dans un mélange quelconque, le nouvel arrangement ne pourra se faire qu'en proportions définies et que si l'on veut obtenir une réaction complète, il faudra prendre le soin de doser le mélange atomiquement. Tel est le cas de la détonation de la poudre. Comme ce n'est pas là l'idée qu'on s'en forme généralement, nous entrerons dans quelques détails.

1593. Voyons d'abord les deux poudres extrêmes. La poudre de guerre paraît être formée de proportions telles de charbon, soufre et nitre, que si l'oxigène est transformé tout entier en acide carbonique et le potassium en

sulfure, toutes les matières seront employées. En pareil cas, elle devroit être formée :

D'un atome nitrate de potasse,
Un atome soufre,
Six atomes carbone ;

et elle pourrait fournir par une réaction complète :

Un atome sulfure de potassium,
Deux atomes azote,
Six atomes acide carbonique.

La comparaison suivante montre jusqu'à quel point cette supposition est fondée :

	Dosage employé.	Id. calculé.
Nitre.	75.	75
Soufre..	12,5.	11,9
Charbon..	12,5.	13,1

La différence paraît insignifiante ; elle le devient encore plus quand on fait la part de l'effet dû à l'hydrogène que le charbon contient toujours.

1594. La poudre de mine, à son tour, semble composée de telle manière que le charbon peut se transformer, moitié en oxide de carbone, moitié en acide carbonique et que le potassium passe à l'état de bi-sulfure. Elle doit donc contenir :

Un atome nitrate de potasse,
Deux atomes soufre,
Neuf atomes carbone ;

auquel cas, elle produit par sa décomposition complète :

Un atome bi-sulfure de potassium,
Deux atomes azote,
Trois atomes acide carbonique,
Six atomes oxide de carbone.

Comparons de même les résultats calculés et le dosage employé.

	Dosage actuel.	Id. calculé.
Nitre.	65.	63,3
Soufre. . . .	20.	20,0
Charbon. . .	15.	16,7

Les différences sont encore d'un ordre peu important.

1595. La poudre de chasse présente une composition moins simple. Elle contient un petit excès d'oxigène, et, d'un côté, le charbon ne peut pas transformer tout celui-ci en acide carbonique, de même que le soufre ne suffirait point pour amener le potassium à l'état de sulfure. D'où l'on voit qu'il doit rester un résidu de carbonate de potasse. On peut représenter la poudre de chasse par

4 atomes nitrate de potasse,
3 atomes soufre,
23 atomes carbone;

ce qui produirait, en admettant une réaction complète :

3 atomes sulfure de potassium,
1 atome carbonate de potasse,
8 atomes azote,
21 atomes acide carbonique.

En calculant la composition de la poudre de chasse d'après cette supposition, on trouve les résultats suivans :

	Dosage employé.	Id. calculé.
Nitre.	78.	77,7
Soufre. . . .	10.	9,3
Charbon. . .	12.	13,2

Nous ferons à l'égard de ces résultats la même réflexion que pour ceux qui précèdent. Le charbon calculé excède toujours le charbon employé, ce qui s'explique par la présence de l'hydrogène dans tous les charbons. En se rappelant que l'atome de l'hydrogène est six fois moindre que celui du charbon, l'on concevra qu'il doit en être ainsi.

1596. Il est facile de voir, d'après ce qui précède, que la poudre de mine, la moins chère de toutes, est celle qui produit le plus de gaz. Mais elle perd d'un autre côté cet avantage, en ce que la température que sa combustion développe est la moins élevée. Il est à présumer que l'excès de soufre qu'elle renferme la rendrait impropre au service des armes métalliques; mais pour l'objet auquel on l'applique, elle réunit toutes les conditions qu'on peut désirer.

La poudre de guerre n'offre pas cet excès de soufre capable de réagir sur les armes. Cependant, si le mélange n'était pas très-intime, il pourrait encore se former çà et là des sulfures aux dépens du métal qui avoisine la poudre. C'est sans doute pour parer à cet inconvénient qu'on a été conduit à laisser dans la poudre de chasse un petit excès de nitre.

Du reste, ces considérations ne sont vraisemblablement pas les seules, et il faut aussi tenir compte des quantités de chacune de ces poudres qui sont employées dans les circonstances où l'on en fait habituellement usage.

1597. Soumettons maintenant le dosage à une étude expérimentale.

Il est évident que la méthode indiquée plus haut pour l'essai des charbons doit être également applicable à l'étude du dosage; aussi Proust s'en est-il servi avec succès. Voici les résultats qu'il a obtenus en ce qui concerne le charbon :

Mélanges.		Durée de la combustion en secondes.		Poidu résidu.
à 1/8	de charbon de chanvre	30	——	40
à 1/7	id.	25	——	32
à 1/6	id.	10	——	12
à 1/5	id.	9	——	10
à 1/4	id.	7	——	10
à 1/3	id.	7	——	10
à 1/2	id.	40	——	»»

Tous les charbons donnent les mêmes résultats ou du moins des résultats proportionnels. En voici un autre exemple ;

Mélanges.		Durée de la combustion en secondes.
à 1/8	de charbon de pin	32
à 1/7	id.	20
à 1/6	id.	17
à 1/5	id.	10
à 1/4	id.	10
à 1/3	id.	9

Toutes ces détonations laissent un résidu essentiellement composé de carbonate, mais on ne remarque pas sans surprise que les quatre derniers contiennent tout à la fois de l'hyponitrite et du charbon. Le second ne contient pas de charbon mais beaucoup d'hyponitrite. Le premier renferme non-seulement une grande quantité de ce sel, mais même du nitrate non décomposé.

Il suit de là que la dose de charbon est insuffisante au-dessous d'un sixième, et qu'au-dessus elle devient trop forte. Il résulte encore des tableaux qui précèdent que ce dosage d'un sixième n'est pas le plus favorable en ce qui concerne la rapidité de la combustion; mais on verra plus tard que l'addition du soufre fait disparaître cet inconvénient.

Ainsi, l'expérience confirme le résultat calculé, et montre que la décomposition totale du nitre s'effectue avec un sixième de charbon.

1598. Considérons maintenant ces diverses dosages nitro-charbonneux sous le double rapport de la quantité et de la nature du gaz. Proust a fait encore à ce sujet des expériences concluantes.

GAZ PRODUIT, en pouces cubes.	MÉLANGES ESSAYÉS.					
	60 grains nitre 8,5 gr. charbon.	60 grains nitre 10 gr. charbon.	60 grains nitre 12 gr. charbon.	60 grains nitre 15 gr. charbon.	60 grains nitre 20 gr. charbon.	60 grains nitre 30 gr. charbon.
Deutoxide d'azote. .	11	14	14	14	12	12
Azote.	17,5	24,5	24,5	24,5	24,5	24,5
Acide carboniqne. .	34	38	34	30	30	30
Oxide de carbone et hydrogène demi-carboné.	0,0	0,0	4	8	20	20
Totaux. . .	62,5	76,5	76,5	76,5	86,5	86,5

Le premier dosage est évidemment trop faible en charbon, puisqu'il fournit à la fois moins d'azote et moins d'acide carbonique que le second. Celui-ci est le meilleur de tous, car, dans les suivans, la quantité d'acide carbonique diminue, quoique la quantité de gaz augmente. Cette dernière circonstance n'est pas aussi favorable qu'elle le paraît, car les gaz formés proviennent de l'action que l'excès de charbon exerce sur l'eau hygrométrique du mélange ou sur l'acide carbonique lui-même, circonstances qui indiquent une combustion incomplète et par suite une température moins élevée.

Ainsi, l'expérience montre encore qu'avec un sixième de charbon, le nitre fournit le maximum des gaz qu'il peut donner par lui-même, en développant la plus haute température qui puisse résulter de la combustion du charbon par l'oxigène du nitre.

1599. Voyons maintenant quelle est l'influence du soufre, à quelle dose il convient de l'employer, et comment son dosage doit varier avec celui du charbon.

Proust, qui s'est occupé de cette question, nous en a transmis les données dans le tableau suivant :

Mélanges faits avec le charbon de chanvre.

OBSERVATIONS.	NITRE.	CHARBON et chanvre.	SOUFRE.	Durée de la combustion en secondes.	GAZ produit, en pouces cubes.
Dans ces trois séries, les gaz sont évalués trop bas. L'air contenu dans la cloche où on les a reçus a perdu de son oxigène en détruisant du deutoxide d'azote. Il faudrait ajouter environ 15 pouces cubes à chaque résultat. Dans chaque série, les trois derniers dosages contiennent un excès de soufre qui se volatilise pendant leur détonation.	60 grains.	15 grains.	0	9	62
	id.	id.	4	7	76
	id.	id.	6	6,5	76
	id.	id.	8	6	76
	id.	id.	10	6	80
	id.	id.	12	7	84
	id.	id.	14	7	84
	id.	id.	16	8	82
Le résidu des trois premiers dosages à soufre contient du sulfite et de l'hyponitrite de potasse. Avec les autres le sulfure ou le polysulfure de potassium s'y rencontre seul.	60 grains.	12 grains.	0	10	62
	id.	id.	4	7	66
	id.	id.	6	6,5	72
	id.	id.	8	6	76
	id.	id.	10	6	80
	id.	id.	12	6,5	82
	id.	id.	14	7	82
	id.	id.	16	7	82
	id.	id.	18	8	80
	60 grains.	10 grains.	0	25	62
	id.	id.	2	11	00
	id.	id.	4	8	68
	id.	id.	6	6,5	70
	id.	id.	8	6	76
	id.	id.	10	6	76
	id.	id.	12	6,5	80
	id.	id.	14	7	82
	id.	id.	16	8	82
	id.	id.	18	8	82

On voit par ce tableau que, lorsqu'on emploie un cinquième de soufre, il y en a trop, et qu'un septième ne

suffit pas. Il en faut donc un sixième pour que la décomposition totale du nitre s'opère sans dégagement de soufre ou formation d'un polysulfure.

1600. Relativement à la durée de la combustion, il paraît certain que des charbons assez différens entre eux sous ce rapport sont ramenés au même point, par l'addition du soufre. Proust s'en est assuré par des expériences directes.

Il en est de même, comme on voit, pour divers dosages du même charbon. L'addition d'un sixième ou d'un septième de soufre place tous ces mélanges au même niveau. C'est ce qu'on verra mieux dans le tableau suivant, qui montre en même temps le produit réel en gaz.

Dosages.	Durée de la combustion en secondes.	Produits en gaz.
Nitre 60 grains, charbon 15 gr.	9	76
id. id. id. id. soufre 10 gr.	6	91
Nitre 60 grains, charbon 12 gr.	10	76
id. id. id. id. soufre 10 gr.	6	91
Nitre 60 grains, charbon 10 gr.	25	76
id. id. id. id. soufre 10 gr.	6	91
Nitre 60 grains, charbon 8 4/7 gr.	30	62
id. id. id. id. soufre 10 gr.	7	88

On peut donc regarder comme le plus favorable, sous le rapport de la durée des combustions, le dosage au sixième, pour le soufre.

1601. Il reste enfin à considérer la quantité de gaz obtenue. Mais, pour le faire avec certitude, nous devons la rapporter à une même quantité de poudre. C'est ce qu'on a fait dans le tableau suivant :

Nitre.	70	73,2	75	76,2
Soufre.	12	12,2	12,5	12,8
Charbon.	18	14,6	12,5	11,0
Poudre.	100	100,0	100	100,0
Gaz qu'elle donne en pouces cubes.	107	100.	113.	112

Ainsi, le maximum serait réalisé par le dosage de la poudre de guerre, c'est-à-dire, par l'ancien dosage de *six*, *un* et *un*.

1602. L'expérience et le calcul montrent donc à la fois, que six de nitre, un de soufre et un de charbon constituent un mélange capable de produire la réaction la plus complète, la température la plus élevée et les produits gazeux les plus abondans dans le temps le plus court. Toutes ces conditions réunies justifient la préférence accordée de tout temps à ce dosage, et permettent de penser qu'il ne variera pas de long-temps.

Répétons encore que la nature de l'arme, le prix du mélange et le poids habituel de la charge peuvent exercer sur ce dosage une influence telle, qu'il y ait véritablement avantage à le modifier beaucoup, comme on l'a fait pour la poudre de mine. On va voir en outre, que la finesse du grain, sa forme, sa dureté, l'état de sa surface, et le tems du battage peuvent aussi faire éprouver à la poudre des variations très-remarquables. Ainsi, en nous occupant de l'étude du dosage, nous n'avons encore envisagé que l'une des faces de cette question si compliquée. Pour apprécier l'importance des autres élémens de la question, il est indispensable d'étudier d'abord les diverses procédés de fabrication; nous examinerons ensuite les caractères de la poudre, et ses usages.

Fabrication de la poudre.

1603. Comme la fabrication de la poudre se réduit à quelques opérations très-simples, on conçoit facilement qu'elle peut s'effectuer par divers procédés. En effet, pour faire la poudre il faut pulvériser le soufre, le charbon et le nitre, mêler ces trois matières, en former une pâte consistante, mettre celle-ci en grains d'égale grosseur, les sécher et enfin les lisser. C'est là le cas le plus compliqué.

On parvient à ce résultat par l'ancien procédé des pilons, par le procédé révolutionnaire, par le procédé des meules et par le procédé de Berne ou de Champy. Ces quatre procédés plus ou moins modifiés nous paraissent de nature à embrasser tous ceux que l'on a suivis jusqu'à présent.

1604. *Procédé des pilons*. En France, on fait usage de ce procédé depuis que la poudre y forme un objet de fabrication. Le soufre a été pulvérisé et passé au blutoir. Le nitre est donné par le raffinage dans l'état de division convenable. Le charbon se pulvérise si facilement qu'on l'emploie en morceaux.

Chacune de ces matières, après la pesée, est mise dans de petits baquets ou boisseaux. Dans l'un on met 7 kilog. et demi de salpêtre, et par dessus 1 kilog. et un quart de soufre. Le charbon est mis dans des boisseaux particuliers. Dans chacun d'eux, on en met 1 kilog. et un quart. Nous supposons qu'on veuille fabriquer de la poudre de guerre. Les boisseaux étant garnis, on les porte aux moulins à pilons.

La partie essentielle des moulins à poudre consiste en une série de mortiers creusés dans des pièces de bois de chêne. Chaque mortier est muni d'un pilon qu'une roue hydraulique met en mouvement. C'est dans ces mortiers que s'effectue la trituration et la compression des trois matières réunies, et l'opération au moyen de laquelle on

parvient, à l'aide de ces moulins, à les diviser, à les mélanger, et à les incorporer ensemble se nomme *battage*. Pour que cette opération se fasse bien, il est important que les mortiers aient une forme telle que les matières y éprouvent un mouvement régulier, par lequel toutes leurs parties soient successivement soumises, à l'action des pilons. La forme des boîtes dont ces pilons sont armés était autrefois cylindrique, elle est maintenant pyriforme, et plus propre ainsi à faire remonter, par la percussion, la matière le long des parois du mortier au fond duquel elle retombe ensuite. Il en résulte que les pilons, en tombant dans les mortiers, y trouvent à chaque coup une couche de matière nouvelle qui les empêche d'agir à nu sur le bois, effet qu'on désigne par l'expression de *battre à fond*, et qui, étant répété, produirait un échauffement dangereux (1).

1605. On vide dans chaque mortier un des boisseaux contenant le charbon, on arrose celui-ci d'un kilog. d'eau par mortier et on le retourne bien à deux reprises différentes, avec un bâton recourbé qu'on nomme *touilloir*, afin qu'il soit complètement humecté dans toutes ses parties.

(1) Les pilons sont formés d'une pièce de bois du poids de 20 kilog. (*fig.* 1 et 2, *pl.* 19.) *c*, mortaise pour recevoir le mentonnet. *d*, mentonnet. *e*, clef qui maintient le mentonnet. *h*, cheville qui le fixe aussi. *i*, trou qui reçoit une cheville pour maintenir le pilon hors de prise au besoin. *a*, bout du pilon prêt à recevoir la boîte de bronze *b*. Il est muni d'un coin destiné à serrer la boîte sur le bois.

Le bronze des boîtes est formé de 100 de cuivre et 22 d'étain. La boîte pèse 20 kilog., ce qui fait 40 kilog. pour le pilon complet.

Fig. 3 et 4. Mortiers creusés dans une pièce en bois de chêne. On a eu soin de garnir leur fond d'un tampon de bois dur enfoncé à coup de masses.

Fig. 5, tracé exact du profil du mortier et de la boîte du pilon.

On donne à la roue l'eau nécessaire pour battre quarante coups à la minute, et ce battage dure vingt minutes ou une demi-heure au plus ; comme ce temps suffit pour mettre le charbon en pâte assez fine, on arrête les pilons. On balaye avec soin le dessus des piles à mortier avec une brosse de crin appelée *balayette*, puis l'on ajoute le salpêtre et le soufre dans les mortiers par-dessus le charbon. On mélange bien à la main les trois matières, et on ajoute dans chaque mortier, un demi-kilogramme d'eau ; ce qui fait en tout, sur la mise de 10 kilog. de matières, 1 kilog. et demi d'eau. On recommence ensuite le battage, après avoir eu soin de nettoyer le tour de chaque mortier avec la balayette. Après une demi-heure de battage, on procède à une autre opération qu'on appelle *rechange*, et qui consiste à vider d'un mortier dans l'autre toute la matière qu'ils contiennent, afin de les mieux mélanger : on fait ainsi douze rechanges d'heure en heure ; après le dernier on laisse battre la matière pendant deux heures, sans interruption, pour lui faire prendre du corps.

Dans l'intervalle des rechanges, la matière a besoin d'être arrosée de nouveau ; on juge facilement du moment où il est nécessaire de le faire, mais la fréquence et la dose de ces arrosages n'ont rien de fixe et varient avec la température.

Au bout de quatorze heures d'un battage ainsi conduit, le mélange est regardé comme étant aussi exact qu'il peut l'être tant pour la poudre de guerre que pour la poudre fine. Quant à la poudre de mine, le battage peut être réduit de moitié.

1606. Lorsqu'on retire la matière des mortiers, on la verse dans des tines qui servent à la transporter dans l'atelier qu'on appelle *le grenoir*. On l'abandonne à elle-même pour qu'elle se dessèche un peu et qu'elle prenne la consistance convenable au grenage. Lorsqu'après un jour ou deux elle est devenue bonne à grener, on la verse dans

la maye. Pour procéder au grenage, on a besoin d'une pelle de bois, d'une petite palette à main, d'une balayette et de cribles et tamis.

Les cribles s'appellent *guillaumes*, *grenoirs*, *égalisoirs*. Voici leur usage. Le guillaume sert à rompre les masses de matières formées par le pilon, au moyen d'un tourteau de bois placé au-dessus de ces matières, et à l'aide d'un mouvement imprimé au crible et au tourteau. Le grenoir est un autre crible au moyen duquel on donne au grain la grosseur qu'il doit avoir. L'égalisoir n'est autre chose qu'un grenoir, dans lequel on fait passer le grain pour l'égaliser.

Les tamis servent à séparer le grain du poussier. Ils sont garnis à leur fond d'une toile de crin plus ou moins serrée, qui retient le grain et laisse passer le poussier.

Les guillaumes et les grenoirs ont 60 centimètres de diamètre intérieur. Ils sont circulaires et formés, comme tous les cribles, de deux cerces en bois et d'une peau percée de trous. On y emploie des peaux de cochon ou de veau. Les trous percés par une machine ont les dimensions suivantes :

Guillaume.	10	millimètres.
Demi-guillaume. . . .	5	id.
Guillaume de fine. . .	4	id.
Grenoir en mine. . . .	4	id.
Grenoir en guerre. . .	2,5	id.
Grenoir en fine.	1	id.
Grenoir en superfine. .	0,5	id.

Le tourteau est un disque lenticulaire en bois de gaïac, de cormier ou de chêne vert. Il doit avoir 21 centimètres de diamètre, 55 millimètres d'épaisseur au centre et 45 millimètres seulement à la circonférence.

1607. Comme toutes les poudres se grènent de la même manière, nous ne décrirons ici que le grenage de la poudre

de guerre. L'atelier où se pratique cette opération est garni de mayes dans tout son pourtour. La place de chaque ouvrier y est marquée par des cloisons de deux en deux mètres. La maye à grener n'est qu'une caisse en bois ouverte par le haut et munie d'une barre horizontale en bois, sur laquelle l'ouvrier fait glisser le grenoir. Cette barre est carrée, le tamis porte sur une de ses arêtes.

Quand il s'agit de grener la poudre de guerre, l'ouvrier prend une portion de la masse et il la met dans le guillaume. Il promène celui-ci sur la barre de bois en tamisant à la manière ordinaire, et fait tomber dans la maye tout le menu grain. Pour briser les masses, il met ensuite le tourteau dans le guillaume et il imprime au tamis le mouvement convenable pour que le tourteau parcoure rapidement la circonférence du tamis, en tournant sur lui-même. Les masses brisées par le tourteau tombent en menu grain dans la maye.

Cette première opération a pour objet de rompre la matière. On prend ensuite le grenoir et on y fait passer de nouveau tout ce qui était tombé dans la maye. On emploie de même le tourteau pour briser les grains qui étaient restés trop gros. Le grenage est terminé.

Mais comme il est passé du poussier avec le bon grain, il faut le séparer. Pour cela, on se sert d'un tamis plus fin que le grenoir, c'est l'*égalisoir*. On y tamise toute la matière; le poussier se sépare et le grain reste sur le tamis.

Enfin, pour avoir un grain bien régulier, on prend ce résidu et on le passe au travers d'un grenoir bien exact. Celui-ci laisse tomber tout le grain d'une bonne grosseur et retient celui qui se trouverait trop fort.

Le grain parfait est porté au séchoir. Le poussier, le grain trop gros sont reportés au moulin pour être rebattus. On obtient ordinairement autant de poussier et de gros grain que de grain bon à sécher.

En Allemagne, on emploie pour le grenage, des mayes

à trois tamis (*pl.* 19, *fig.* 6, 7, 8). Les trois tamis sont placés sur un cadre mobile *b*, *b*, soutenu au moyen de deux cordes *i*, *i* et d'une barre *h*. L'ouvrier met l'appareil en mouvement, au moyen d'une main *k*. Les tamis reçoivent deux tourteaux chacun. Les trois côtés de la maye *a*, *a*, *m* sont d'égale hauteur, mais le côté *n* où se trouve l'ouvrier est plus bas.

1608. La poudre de guerre et la poudre de mine n'ont à subir que le séchage et l'époussetage, quand elles ont été grenées. Mais la poudre de chasse exige une opération de plus, c'est le lissage.

Pour lisser la poudre, on l'expose d'abord au soleil pendant une heure, sur des tables où elle est étendue en couches minces. Elle s'y dessèche un peu. On la met ensuite dans un tonneau de 16 décimètres de longueur sur 12 de diamètre. Au moyen d'un axe qui le traverse, ce tonneau peut recevoir un mouvement de rotation. On augmente le frottement de la poudre au moyen de quatre barres carrées de six centimètres d'épaisseur fixées aux fonds du tonneau et placées parallèlement à l'axe, vis-à-vis de ses arêtes dont elles sont éloignées de 12 centimètres. Au moyen de deux ouvertures, qu'on peut fermer et ouvrir à volonté, on introduit la poudre à lisser dans le tonneau et on la retire après le lissage.

Chaque tonneau reçoit 100 kilog. de poudre. On lui donne un mouvement lent qui fait glisser les grains de poudre les uns sur les autres. La masse s'échauffe beaucoup et parvient à 50 ou 60° c. Ce mouvement continué pendant huit ou dix heures, donne à la poudre un lustre mat que l'on regarde comme le meilleur. En prolongeant l'opération, la poudre deviendrait plus luisante et prendrait en quelque sorte l'éclat métallique, mais elle serait moins inflammable. Pendant le lissage, il se sépare du poussier qui vient se coller aux parois de la tonne et qui s'en détache ensuite en croûtes connues sous le nom de *ramandeaux*.

Le lissage terminé, on ouvre les trous de la tonne et on continue à la faire tourner. La poudre tombe dans une caisse placée au dessous.

Le lissage rend la poudre plus agréable à manier. Mais son principal objet consiste à diminuer sa porosité et à la rendre ainsi d'une conservation plus sûre. Enfin, il augmente sa densité.

M. Cagniard-Latour avait proposé de lisser la poudre dans un cylindre en cuivre plongeant dans un bain d'eau bouillante. Au bout d'une demi-heure, le lissage était achevé. On n'a pas donné suite à ce procédé.

1609. Lissée ou non, la poudre a toujours besoin d'être séchée. Cette opération peut se faire au soleil ou à l'étuve. Dans le premier cas, on place le séchoir au midi. Un mur élevé l'abrite du côté du nord.

Lorsqu'on veut sécher à l'air libre, il faut choisir un temps calme. Dès que le soleil est sur l'horizon, et que la rosée et l'humidité sont entièrement dissipées, on étend la poudre sur des tables couvertes de toiles nommées *draps à sécher*, qu'on a soin d'y bien assujétir. Il est essentiel que la couche de la poudre placée sur les draps, n'excède pas deux à trois millimètres d'épaisseur.

Au bout d'une heure d'exposition, on renouvelle la surface de la poudre en promenant légèrement dessus des rabots. On répète cette opération d'heure en heure jusqu'à la sixième; alors on retourne entièrement la couche, c'est-à-dire on réunit toute la poudre en un seul tas au milieu du drap, après quoi on l'étend de nouveau avec les rabots.

Le séchage par le feu offre l'avantage de pouvoir fabriquer la poudre en toutes saisons et dans tous les climats, et d'opérer toujours une dessication complète. L'appareil dont on se sert se nomme *séchoir*; il se compose d'un souflet qui comprime l'air dans une étuve, d'un fourneau qui y chauffe cet air, et d'un séchoir en forme

de caisse qui le reçoit de l'étuve à travers les couches de la poudre que l'on y dispose pour être séchée. Dans ces séchoirs la poudre est disposée en couches minces sur des toiles que l'air chaud est forcé de traverser. Le conduit qui amène l'air chaud de l'étuve dans le séchoir est muni d'une soupape qu'on ferme quand on arrête le ventilateur, quand on charge la poudre, qu'on l'enlève ou qu'on la remue, afin de prévenir les accidens que le poussier pourrait causer en pénétrant dans l'étuve.

Il s'est formé pendant le séchage une certaine quantité de poussier qu'il faut avoir soin d'enlever avant d'embariller la poudre ; cette dernière opération se fait différemment pour la poudre de guerre que pour la poudre de chasse. La poudre de guerre après avoir été pesée est vidée à nu dans les barils ; ceux dans lesquels on met la poudre de chasse sont garnis intérieurement d'un sac de toile dont on rabat les bords sur ceux des barils ; on y verse la poudre, et lorsque tout est vidé on relève les bords rabattus du sac, on le lie au dessus de la poudre et le tonnelier enfonce les barils.

Les poussiers obtenus par les tamisages et époussetages, et les balayures des ateliers où se fait le travail, étant mélangés au degré convenable, il ne leur manque pour être mis à l'état de poudre, qu'une consistance suffisante, pour pouvoir produire un grain ferme et en grande quantité. C'est en les arrosant et les rebattant au moulin qu'on la leur donne.

1610. *Procédé révolutionnaire.* Ce procédé créé pour les besoins extraordinaires de la révolution française, n'a pas été suivi. Nous en donnerons toutefois une courte description.

On réduit d'abord en poudre le nitre, le soufre et le charbon, en faisant tourner ces matières dans des tonneaux avec des billes en bronze. Le nitre se pulvérise seul. Le soufre et le charbon se pulvérisent ensemble. La pou-

dre préparée et mêlée en proportions convenables, est placée dans un nouveau tonneau avec des billes d'étain qui rendent le mélange très-intime, à l'aide d'un mouvement de rotation suffisamment prolongé.

Le mélange fait, on prend un plateau carré en cuivre sur lequel on établit une toile mouillée. Par dessus la toile, on met un cadre en bois destiné à maintenir la couche de poudre, et on remplit ce cadre du mélange précédent. On enlève le cadre et on recouvre la matière d'une nouvelle toile mouillée. Par dessus, on met un autre plateau, une autre toile mouillée et on recommence. Quand on a fait un chargement suffisant, on met la pile en presse, à l'aide d'une presse hydraulique. Les couches de mélange qui ont une épaisseur de 9 millimètres sont réduites à 2 millimètres. L'eau des toiles se répand dans le mélange par l'attraction capillaire et mouille la galette très-uniformément.

La galette exposée à l'air, s'y dessèche un peu et peut ensuite être grenée par les moyens ordinaires.

1611. *Procédé des meules.* Ce procédé est mis en usage pour la fabrication de la poudre de chasse. Celle qu'il fournit est d'une qualité très-supérieure, ce qui tient à la fois à la nature du procédé et à celle des matières employées. Au Bouchet, on l'applique à la fabrication de la poudre qu'on prépare avec le charbon distillé. Le dosage de cette poudre est le suivant :

Nitre	80 ou bien	77
Soufre	10	9,5
Charbon distillé	14	13,5
	104	100,0

Voici un tableau des manipulations multipliées qu'on fait subir à cette poudre, avec la durée de chacune d'elles, en supposant qu'il s'agisse de préparer 100 kilog. de pou-

dre. Nous donnerons ensuite quelques détails sur celles qui offrent quelque particularité.

		Durée.
1°	Pulvérisation du soufre et du charbon ensemble, dans des tonneaux avec des gobilles en bronze	12 heures.
2°	Pulvérisation du mélange précédent avec le nitre, dans des tonneaux avec des gobilles en étain et 2 pour cent d'eau.	12 heures.
3°	Passage du mélange sous la meule, avec addition de 4 pour cent d'eau.	2 heures.
4°	Grenage	4 heures.
5°	Trituration dans les tonneaux à billes d'étain.	6 heures.
6°	Passage sous la meule, avec addition de 4 pour cent d'eau.	2 heures.
7°	Grenage.	4 heures.
8°	Passage au laminoir.	2 heures.
9°	Grenage.	4 heures.
10°	Lissage.	48 à 60 heures.
11°	Séchage à l'air.	12 heures.
	Ou séchage à l'étuve.	4 heures.

1612. La pulvérisation préalable des matières dans des tonneaux munis de gobilles métalliques est une des opérations introduites, à l'époque de la révolution française, dans la fabrication de la poudre. Pour l'exécuter, on se procure des gobilles en bronze ou en étain de 9 millimètres de diamètre. D'autre part, on dispose des tonneaux traversés par un axe, au moyen duquel on peut leur donner un mouvement de rotation. A l'intérieur des tonnes, on place à distances égales six litteaux en bois qui vont d'un fond à l'autre et qui s'appuyent sur les parois du tonneau. Ces litteaux font sauter les gobilles qui viennent les frapper et déterminent ainsi des frottemens favorables à l'effet qu'on veut produire. Ces litteaux ont 3 ou 4 centimètres de saillie. Les tonneaux peuvent avoir 1 mètre de long sur 6 décimètres de diamètre et se chargent avec 75 kilog. de

matière et 90 kilog. de gobilles. Bien entendu, qu'on pratique au tonneau une ouverture pour charger et décharger à volonté.

Dans la pulvérisation du soufre et du charbon on ne court aucun risque; aussi peut-on se servir de gobilles en bronze. Mais quand il s'agit de mêler les trois matières, on préfère avec raison, les gobilles en étain et on ajoute de l'eau. De cette manière, on prévient les accidens que pourraient causer le choc des gobilles sur elles-mêmes ou sur quelque grain de sable que le mélange renfermerait.

1613. Les meules destinées à comprimer le mélange pendant qu'on l'humecte sont très-pesantes. On leur donne un poids de 3000 à 6000 kilog.; elles sont faites en carbonate de chaux et l'on choisit alors la variété connue sous le nom de carbonate de chaux fétide. On les fait maintenant en fonte, et dans ce cas leur limbe est armé en laiton. Ces meules verticales tournent dans une rainure où se place le mélange sortant des tonneaux. A l'axe de la meule, on fixe un entonnoir dont la queue percée de trous d'arrosoir vient répandre derrière la meule, qui l'entraîne dans son mouvement de translation, l'eau nécessaire pour humecter la poudre. Cette eau se répand et se divise ainsi d'elle-même dans toute la masse. A mesure que la matière est rejetée sur les bords de la rainure, au moyen d'une palette on la ramène sur la meule.

1614. Le grenage est fait au moyen d'un appareil très-simple et fort ingénieux. Cet appareil se compose de huit tamis multiples au moyen desquels la poudre se trouve à la fois et dans chacun d'eux brisée par le tourteau, grenée par le grenoir, égalisée, séparée du gros grain et du poussier. Le gros grain repasse sous le tourteau, le poussier se rend dans un réservoir et le bon grain dans un autre. L'appareil est mis en mouvement par une roue hydraulique, et le seul soin qu'il exige consiste à charger les tamis et à décharger les réservoirs.

Pour comprendre le jeu de cet appareil, considérons un des tamis. Nous y trouvons d'abord un guillaume muni de son tourteau. Ce guillaume est fermé par une peau à sa partie supérieure, et cette peau communique au moyen d'un boyau en peau douce avec une trémie qui renferme les matières à grener. Cette trémie laisse tomber la poudre à grener par l'ébranlement que le boyau reçoit du tamis et qu'il communique à la trémie. Au dessous du guillaume se trouve un grenoir. Ces deux tamis sont enchâssés à tabatière. La poudre brisée tombe dans le grenoir qui laisse passer le poussier et le bon grain et qui retient le gros grain. Pour briser celui-ci on le ramène dans le guillaume. A cet effet, le guillaume est percé d'un trou à son fond, tout près de sa circonférence. Ce trou est muni d'une languette ou cuiller en cuivre qui se dirige obliquement vers la peau du grenoir. Cette languette est dirigée en sens contraire du mouvement que la rotation tend à imprimer aux matières. Il en résulte que les gros morceaux lancés vers la circonférence du grenoir par le mouvement centrifuge, sont jetés sur la languette, remontent ainsi dans le guillaume et subissent de nouveau l'action du tourteau. Le bon grain et le poussier étant tombés dans le troisième tamis ou égalisoir, celui-ci sépare le poussier qui parvient ainsi dans un tamis dont la peau communique à son centre avec un boyau en peau douce. Ce boyau amène le poussier dans une boîte munie d'un tiroir qui le reçoit. Le tiroir étant plein, on le change. Pour extraire le bon grain resté sur l'égalisoir, on a mis encore à profit le mouvement centrifuge. En effet, cette méthode permet au grain de séjourner assez long-temps dans l'égalisoir pour que tout le poussier en soit séparé. On a donc percé la cerce supérieure de l'égalisoir d'un trou. A l'intérieur, ce trou porte une courte languette en cuivre dirigée en sens contraire du mouvement de rotation. Les grains jetés vers la circonférence sont arrêtés par cette languette et passent

dans le trou, qui au moyen d'un boyau en peau les conduit dans une boite.

On obtient donc ainsi d'un seul coup et par des procédés qui n'exigent aucune main-d'œuvre, le poussier et le bon grain très-bien séparés. Les tamis un peu faibles réussissent mieux que les tamis élastiques.

Huit tamis semblables sont réunis sur un cadre circulaire et horizontal, mis en mouvement par un arbre vertical. On conçoit aisément qu'un arbre droit ne pourrait communiquer à l'appareil qu'un mouvement de rotation qui serait sans effet. Aussi l'arbre est-il recourbé en U au point où le cadre y est attaché. C'est sur la branche moyenne de l'U que le cadre se fixe à frottement, de telle manière que cette branche entraîne le cadre dans son mouvement de translation et peut toutefois tourner elle-même sans imprimer au cadre un mouvement de rotation qui ne servirait à rien et qui serait impossible, puisque la trémie et les deux boîtes pour la poudre et le poussier sont fixes.

1615. Le laminoir a pour objet d'augmenter la densité de la poudre. Il se compose de trois cylindres. Le cylindre supérieur très-pesant est en fonte, revêtu en cuivre. Le cylindre moyen est en bois. Le cylindre inférieur en cuivre. Une toile sans fin embrasse les deux cylindres supérieurs. Une autre toile sans fin embrasse le cylindre inférieur. La poudre versée par une trémie vient passer entre les deux toiles, s'y comprime fortement et s'y prend en galette. Parvenue à quelque distance en avant des cylindres, la galette se brise par son propre poids et tombe dans une caisse.

Le lissage se fait comme à l'ordinaire. Il en est de même des autres opérations mentionnées dans le tableau précédent.

1616. *Poudre ronde*. Le procédé employé pour faire la poudre ronde a été mis en usage depuis long-temps à Berne. M. Champy lui a fait subir diverses modifications, et l'on

s'en sert aujourd'hui au Bouchet pour faire de la poudre de mine. Voici le tableau des opérations et leur durée, pour 100 kilog. de poudre.

	Durée.
1o Pulvérisation du soufre et du charbon. . . .	4 heures.
2o Mélange du soufre, du charbon et du nitre. .	4 heures.
3o Granulation.	1/2 heure.
4o Séparation des grains.	1/2 heure.
5o Lissage.	2 heures.
6o Séchage au feu.	4 heures.
A l'air.	12 heures.

La première et la seconde opération s'effectuent dans des tonnes, comme pour le procédé des meules. La granulation s'opère d'une manière très-particulière.

Elle se fait au moyen d'un tambour de 1 mètre de diamètre environ, et de trois ou quatre décimètres de large; ce tambour est traversé par un axe qui lui donne un mouvement de rotation. Il est percé sur sa circonférence d'une ouverture qu'on ferme à volonté, et à l'aide de laquelle on entre et on sort les matières ; sur une de ses faces se trouve un trou circulaire assez large dans lequel passe l'axe; ce trou est indispensable pour recevoir un tuyau fixe parallèle à l'axe, et percé d'une file de trous d'arrosoir très fins : ce tuyau communique avec un réservoir d'eau comprimée qui vient s'échapper par les trous d'arrosoir et tomber en pluie dans le tambour.

On place le mélange pulvérulent dans ce tambour, on met celui-ci en mouvement et l'on fait tomber l'eau en pluie fine; chaque gouttelette qui tombe devient le centre d'un petit grain qui tournant sans cesse dans du poussier humide, s'arrondit et grossit par couches concentriques, comme une boule de neige. En prolongeant l'opération on pourrait faire des grains très-volumineux, mais on l'arrête quand ils ont acquis la dimension qu'on veut leur donner; les grains ainsi produits sont parfaitement sphé-

riques, mais leur volume n'est pas le même, à beaucoup près. Au moyen de tamis appropriés on sépare le fin grain et le poussier, il reste le bon grain et les masses ou le grain trop gros. Ensuite on sépare le bon grain des masses, ou gros grain ; celles-ci doivent être pulvérisées de nouveau ; le poussier et le grain fin sont séparés aussi ; le poussier passe dans de nouveaux mélanges.

Le fin grain, au contraire, qui n'a besoin que de grossir pour devenir bon grain, prend le nom de noyau et retourne au tambour à l'opération suivante, que sa présence accélère beaucoup.

Le lissage et les autres opérations, se font à la manière ordinaire.

Propriétés de la poudre.

1617. La poudre peut s'enflammer par le choc ou par une élévation brusque de température, portée à la chaleur rouge.

Un choc brusque entre deux corps même assez mous, peut toujours déterminer l'explosion.

L'étincelle électrique peut enflammer la poudre. Quand on expose la poudre à l'action de la chaleur, les résultats peuvent varier. Si la poudre est soumise au contact d'un corps incandescent, elle prend feu tout à coup et détonne. C'est l'effet que produisent les globules de fer incandescent que la pierre à fusil détache de la batterie. C'est l'effet que produisent aussi de la même manière, les pyrites employées autrefois au lieu de pierres à fusil. C'est encore ce que l'on obtient en mettant un corps incandescent quelconque en contact avec la poudre. Mais il n'en faudrait pas conclure que la poudre peut prendre feu très-facilement. Il faut réellement porter au rouge un point quelconque du tas qu'il s'agit d'enflammer. Si l'on place dans une éprouvette remplie d'hydrogène une pincée de poudre, on peut brûler le gaz sans que la poudre prenne feu.

Si l'on approche un papier allumé d'un petit tas de poudre, le contact de la flamme ne suffira pas pour faire détonner la poudre. Elle ne prendrait feu qu'autant que les grains en seraient projetés dans la flamme même. Ces expériences s'expliquent aisément, par le refroidissement que les flammes éprouvent quand elles touchent les grains de poudre, et par leur faible densité qui ne permet pas aux grains de s'élever à la chaleur rouge au moyen de la chaleur qu'ils empruntent à ces flammes. Pour qu'elles produisissent l'inflammation de la poudre, il faudrait que celle-ci fît un séjour un peu prolongé dans la flamme même, de manière à s'y chauffer au rouge.

Lorsque la poudre est soumise à l'action du feu, d'une manière lente, le soufre qu'elle contient fond et s'enflamme ensuite vers 150°, s'il a le contact de l'air. Il communique alors l'inflammation à la poudre elle-même. Mais si l'on fait cette opération dans le vide, le soufre fond et distille, et une détonation faible se fait entendre quand la température est plus élevée. Elle provient de la réaction du nitre sur le charbon et sur une partie du soufre.

Ces diverses circonstances, expliquent la nécessité des amorces fulminantes quand on veut rendre complète la combustion de la poudre dans les armes. La flamme produite par les amorces ordinaires s'éparpille au dehors du bassinet, celle qui provient des amorces fulminantes, pénètre nécessairement toute entière dans le canon, enveloppe tous les grains de poudre, et leur communique ainsi la haute température dont ils ont besoin pour s'enflammer.

Les effets généraux de la poudre ne sont pas du reste très-difficiles à expliquer. Nous voyons, en effet, que par sa détonation, elle donne naissance à du gaz carbonique, à de l'azote, à de l'oxide de carbone, et à de la vapeur d'eau. Tous ces produits sont gazeux. Il reste un résidu solide formé comme on l'a vu de sulfure de potassium. Ainsi, les élémens de la poudre se transforment par la

détonation, en gaz, dont la température est très-élevée. Ceci suffit pour expliquer la détonation.

Mais, si l'on veut aller plus loin, et déterminer la nature et le volume de ces gaz, on éprouve des obstacles en quelque sorte insurmontables par la difficulté de réaliser les conditions qui se rencontrent dans les armes.

En effet, suivant que la combustion est lente ou rapide, selon qu'elle s'effectue sur de petites ou de grandes quantités de poudres, selon qu'elle a lieu sous une pression faible ou forte, les gaz varient de nature et conséquemment de quantité.

M. Gay-Lussac admet, d'après ses expériences, que, d'un litre de poudre pesant 900 grammes, on retire 450 litres de gaz à 0° et 0, 76. Ces gaz contiennent 53 d'acide carbonique, 5 d'oxide de carbone, et 42 d'azote pour 100. Ces expériences ont été faites, en laissant tomber grain à grain, la poudre essayée, dans un tube rouge, disposé pour recueillir les gaz. Pour que ces résultats pussent exprimer la puissance réelle de la poudre, il faudrait tenir compte de l'élévation de température qui a lieu au moment de la détonation. On ne peut faire à cet égard, que des suppositions très-vagues. La température des gaz est au moins de 1000 à 1200 degrés; elle est peut-être bien plus forte.

1619. La poudre peut varier de qualité par tant de causes, qu'il est important de s'en faire une idée aussi exacte que le comporte l'état de la science. Il est facile d'avoir du nitre et du soufre à un état constant, mais il n'en est pas de même du charbon; celui-ci varie tellement, qu'on peut le considérer comme la source de grandes différences dans la qualité des poudres.

Un charbon dur et fortement calciné donne des poudres peu inflammables. Un charbon léger, peu calciné et hydrogéné, donne des poudres d'une inflammation facile. Le charbon le plus convenable pour certaines poudres,

sera donc celui qu'on obtient en chauffant le bois juste au degré nécessaire pour qu'il puisse se pulvériser.

La densité des poudres est encore un motif puissant de variation. Les poudres denses s'enflamment moins aisément; les poudres poreuses et légères sont, au contraire, très-inflammables.

L'humidité des poudres peut aussi les faire varier de qualité, non-seulement en ce qu'elle les rend moins combustibles, mais encore en ce qu'elle détermine la cristallisation du nitre, et que le mélange se défait. Ainsi, une poudre humide que l'on fait sécher, peut perdre en qualité, relativement à ce qu'elle était avant d'avoir éprouvé l'action de l'eau.

1620. Dans les armes, la meilleure poudre est celle qui s'enflamme toute entière avant que le projectile soit sorti du canon, et non pas celle qui s'enflamme le plus rapidement, comme on le pensait autrefois. Cette vérité, devenue la base de toutes les recherches relatives à la fabrication de la poudre, a été mise hors de doute depuis peu d'années, par des essais de tout genre tentés par l'administration des poudres de France. On distingue en effet, sous le nom de *poudres brisantes*, certaines qualités de poudres dont l'effet très-faible quelquefois sur le projectile, est au contraire très-énergique sur l'arme elle-même. Toutes les poudres d'une inflammation très-rapide deviennent par là même des poudres brisantes. Elles se rapprochent ainsi de certains composés très-fulminans, tels que les fulminates d'argent et de mercure, l'or fulminant, etc., qui placés dans des armes les brisent au moment de l'explosion, sans lancer bien loin les projectiles.

On peut faire des poudres brisantes avec des charbons inflammables. On en obtient en leur donnant une densité très-faible. On en fait encore en donnant une grande finesse au grain. Enfin, on peut en faire aussi, à l'aide d'une trituration très-prolongée, qui rend le mélange extrême-

ment intime. Ces poudres sont quelquefois très-mauvaises, du reste, c'est-à-dire qu'en les essayant dans des armes capables de leur résister, elles ont une faible portée.

La portée la plus longue s'obtient avec la poudre dont l'inflammation est assez rapide pour qu'elle ait lieu tout entière dans le canon, mais assez lente pour qu'elle ait lieu successivement à mesure que le projectile se déplace. C'est aussi la poudre qui fatigue le moins les armes.

Il y a donc un rapport à observer entre l'état du charbon, la densité de la poudre et la grosseur du grain. Quand on est forcé de se renfermer dans des limites déterminées pour deux de ces élémens, il faut varier le troisième d'une manière convenable. On prendra donc un charbon léger pour la poudre dense à gros grains et un charbon dur pour la poudre fine et poreuse, si d'ailleurs elles étaient destinées au même usage. Mais la nature de l'arme impose de nouvelles conditions. Dans le fusil les gros grains ne s'enflamment qu'imparfaitement. Les grains fins déterminent la rupture des canons. Le grain de la poudre de chasse doit donc être fin; celui de la poudre à canon plus gros; celui de la poudre de mine plus gros encore. Ce sont là des conditions que l'on ne saurait négliger.

Essai des poudres.

1621. Dans cet essai, il faut tenir compte de toutes les considérations exposées précédemment. Il convient donc de les examiner sous le rapport du dosage, de la nature du charbon, de la densité, de la finesse et de la forme du grain, de la ténuité des molécules, enfin de la portée. Ce dernier essai est le plus important de tous, mais il n'offre pas le degré de précision qu'on pourrait désirer, et distingue mal des poudres assez différentes d'ailleurs.

Le dosage des poudres se reconnaît par une analyse fort simple. On pèse la poudre, on la lessive et on évapore les

eaux de lavage, ce qui donne le nitre. Le résidu composé de soufre et de charbon, est séché puis traité par l'oxide de cuivre, comme s'il s'agissait d'une analyse organique. On recueille de l'acide carbonique, ce qui détermine le charbon. Par la perte, on connaît le soufre, quand le charbon que la poudre contient a été chauffé au rouge.

La nature du charbon n'est pas facile à reconnaître. La couleur de la poudre est déjà un indice. Les charbons bien calcinés et peu hydrogénés sont noirs. Les charbons peu calcinés et hydrogénés sont roux ou bruns. Comme ces derniers sont en grande partie à l'état d'acide ulmique, et que celui-ci est soluble dans la potasse caustique bouillante, on peut mettre cette propriété à profit. Le charbon étant déterminé par l'analyse qui précède, on traitera le mélange de soufre et de charbon par un excès de potasse caustique bouillante. Le soufre et l'acide ulmique se dissolvent; le charbon reste. On le jette sur un filtre, on le lave et on le sèche à 100°, pour le peser.

Le charbon pur étant connu et soustrait du charbon total indiqué par l'oxide de cuivre, le reste est le charbon de l'acide ulmique. En multipliant celui-ci dans le rapport de 57 à 100, on a l'acide ulmique. Ces trois opérations suffisent pour donner le nitre, le charbon, l'acide ulmique; la perte représente le soufre.

La densité s'obtient en pesant successivement un flacon plein de poudre et plein d'eau. C'est à l'aide de tamis percés de trous déterminés, qu'on peut évaluer la finesse du grain. Quant à sa forme, elle se reconnaît de suite à l'œil.

La ténuité des molécules n'est pas susceptible d'une appréciation rigoureuse. Le microscope pourrait être utile pour l'évaluer. On peut arriver à une approximation en délayant la poudre dans un volume déterminé d'eau, et tenant note du temps que le soufre et le charbon mettent à se déposer. A l'aide d'un type constant, pour comparaison, on pourrait classer les poudres sous ce point de vue.

1622. Relativement à la portée, on fait usage de plusieurs appareils, parmi lesquels nous nous contenterons de citer l'*éprouvette de Régnier*, et le *mortier éprouvette*.

L'éprouvette de Régnier est principalement consacrée à l'essai de la poudre de chasse. Elle se compose (*fig.* 9, *pl.* 19) de deux branches à ressort *b* et *c*. La branche *c* porte en *a* un petit réservoir pour la poudre, avec un bassinet pour l'amorce. Elle porte en outre un arc gradué *f* qui glisse dans une rainure pratiquée dans la branche *b*. Elle soutient enfin un fil métallique *g*, *h*, *i*, qui peut glisser dans un trou pratiqué dans la branche *b*. Ce fil métallique est muni d'un petit curseur en peau qui peut glisser à frottement. La branche *b* porte un arc *d*, qui se recourbe en un talon *e*, qui vient s'appliquer sur le réservoir à poudre.

Pour faire l'essai d'une poudre, on remplit le réservoir qui peut en contenir un gramme et on amorce le bassinet. On place le curseur en *i*, on allume la poudre, et à l'instant de la détonation le canon et son talon se séparent entraînant chacun les branches auxquelles ils sont fixés. Cet effet est indiqué en *b′ e′*. Le curseur en peau se trouve donc déplacé d'un certain nombre de degrés que l'on mesure sur l'arc.

La poudre de chasse ordinaire marque 12° à cette éprouvette. La poudre de chasse superfine en donne 14. Chaque degré représente l'effet d'un kilog. appliqué à rapprocher les deux branches.

Le mortier éprouvette ou mortier d'ordonnance est réservé à l'essai des poudres de guerre. Il se compose (*fig.* 10, *pl.* 19) d'un mortier incliné à 45°, dont la chambre *dd* a 65 millim. de profondeur et 50 millim. de diamètre. L'âme du mortier a 191 millim. de diamètre et 239 de profondeur. Le boulet *q* a 189,5 millim. de diamètre. La lumière *f* doit avoir 4 millim. de diamètre.

La charge de poudre est de 92 grammes. Le poids du

globe en cuivre est de 293 hectog. Il doit être lancé par l'explosion à 225 mètres pour que la poudre soit reçue. Les bonnes poudres le portent à 250 et même 260 mètres. Malheureusement, les portées du mortier-éprouvette varient par une foule de causes difficiles à apprécier, et cet instrument ne donne qu'une approximation.

CHAPITRE XV.

Préparation du chlorure de chaux.

1623. Dès qu'on met en contact l'hydrate de chaux et le chlore à la température ordinaire, il se forme du chlorure de chaux ou un mélange de chlorite de chaux et de chlorure de calcium. Quand l'hydrate de chaux est délayé dans l'eau, cette préparation n'offre aucune difficulté, mais le produit n'est pas transportable. Si l'on veut faire du chlorure solide, la température peut s'élever et il en résulte des pertes considérables. Il faut donc chercher des dispositions qui permettent de maintenir une basse température, qui offrent la chaux hydratée à l'action du chlore, en permettant de renouveler les surfaces, enfin qui n'établissent aucune pression.

M. Tennant emploie un appareil composé d'une chaudière *b* (*pl.* 26, *fig.* 1 et 2), destiné à fournir le chlore, et d'une caisse en maçonnerie *i* (*fig.* 1 et 2), où la combinaison de ce gaz avec la chaux doit s'opérer. La chaudière *b* est en plomb; on y introduit le manganèse et le sel marin, par l'ouverture *c*, et l'acide sulfurique par le tube recourbé *f*. Le contact de ces substances est continuellement renouvelé par l'agitateur en fonte *d*; les résidus s'écoulent par le tuyau de décharge *q*. Pour chauffer cette chaudière à la vapeur, on la place dans une seconde chaudière *a* en fonte, qui reçoit la vapeur par le tuyau *h*.

Le chlore est conduit de la chaudière *b* dans la caisse *i*, par le tuyau *e*; cette caisse est divisée en quatre compar-

timens, pour employer le chlore fourni par quatre chaudières de plomb; le fond en est couvert d'une couche de trois à quatre pouces de chaux en poudre, que l'on remue de temps à autre avec les petits rateaux *l*; l'opération terminée, on retire le chlorure de chaux, par les portières *k*.

Les dimensions de l'appareil permettent d'introduire jusqu'à deux cents livres de manganèse à la fois, dans une chaudière de plomb.

Dans quelques fabriques, on préfère une autre disposition. On place l'hydrate de chaux dans des vases de grès coniques, comme les fontaines de ménage. Par le trou destiné à recevoir le robinet, on fait arriver le chlore. L'opération terminée, on renverse le cône. Le chlorure qui s'est pris en masse se sépare aisément de l'excès de chaux demeuré pulvérulent. On fait depuis peu à Dieuze du chlorure de chaux d'une qualité très-supérieure. Le procédé n'est pas connu. Je crois que les fabricans doivent étudier la nature de la chaux et voir s'il ne convient pas d'employer celle qui contient de la magnésie. Les calcaires magnésifères ne sont pas rares, et s'ils réussissaient mieux, on pourrait s'en procurer facilement.

Le chlorure sec contient ordinairement un tel excès de chaux, qu'il faut le traiter un grand nombre de fois par de petites quantités d'eau, pour avoir des dissolutions assez concentrées. Malgré cette précaution, les dissolutions qu'on obtient, sont bien plus faibles que le chlorure préparé par la voie humide; les dissolutions les plus concentrées de chlorure sec, marquent 6 degrés à l'aréomètre de Beaumé, et décolorent 50 volumes de dissolution d'indigo, tandis que le chlorure fait par la voie humide, marque 8 à 9 degrés, et décolore 80 volumes de la même dissolution.

1624. Dans l'appareil employé à Mulhouse pour préparer le chlorure liquide, on met un mélange d'acide hydro-chlorique et de manganèse dans des ballons de verre *a* (*pl.* 26,

fig. 4 et 5), chauffé au bain de sable. Le chlore est conduit par des tubes de verre dans une auge cylindrique en pierre *c*, contenant du lait de chaux. Le fourneau *b* de ces bains de sable, est en fonte de fer, et il a des séparations en briques, de sorte que chaque ballon a son feu particulier; la fumée de ces différens feux se rend par le passage *b*, dans le tuyau *q*. L'auge *c* est en grès siliceux; son couvercle en bois *d*, est enduit d'un mastic résineux, et il est posé dans des rainures pratiquées dans la pierre. Le tourniquet *e* sert à agiter continuellement le liquide; ses palettes disposées en hélice sur l'axe, *fig.* 6 et 7, ne doivent passer qu'à deux pouces des parois intérieures de l'auge. On introduit le lait de chaux par l'entonnoir *f*, et on retire le chlorure par l'ouverture *h*.

Il faut éviter d'avoir une pression dans les vases, et pour cela il faut construire celui destiné à recevoir le chlorure de chaux de manière à ce qu'il présente beaucoup de surface et peu de profondeur; alors, au lieu de faire plonger dans le liquide le tuyau qui conduit le gaz, on ne le mène qu'à la surface.

1625. Voici la composition des chlorures de chaux, considérés comme des chlorures d'oxide.

	Chlorure liquide.	Chlorure sec.
Chaux	51	60
Eau	17	20
Chlore	32	20
	100	100

Ou bien pour le chlorure liquide, 1 at. chaux, 2 at. eau, 1 at. chlore, et pour le chlorure sec 2 at. chaux, 4 at. eau, 1 at. chlore. Dans la préparation du chlorure sec, il faut que l'hydrate contienne au moins cette quantité d'eau. Il vaut même mieux dépasser la dose de quelques centièmes.

FIN DU TOME SECOND.





